

**МИНИСТЕРСТВО ВЫСШЕГО И СРЕДНЕГО СПЕЦИАЛЬНОГО
ОБРАЗОВАНИЯ РЕСПУБЛИКИ УЗБЕКИСТАН**

БУХАРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

КАФЕДРА ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

**Г.К. Широков
С.И. Назаров
Н.И. Назаров**

***ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ ПО
НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ***

Под общей редакцией д.т.н., проф. Амонова М.Р.

Бухара – 2020

Ширинов Г.К., Назаров С.И., Назаров Н.И.

Лабораторные работы по неорганической химии. – Бухара, 2020. – 152 с.

Методическое пособие представляет собой руководство к лабораторным занятиям по курсу неорганической химии для студентов высших учебных заведений по направлению 5140500-химия. Разделы пособия даны на основе современных представлений о строение вещества и химической термодинамики. Подробно описаны методика и техника выполнения опытов. В каждой главе приведены контрольные вопросы и задачи.

Пособие может быть использовано также преподавателями колледжей, лицеев и учителями средних школ как руководство к практическим занятиям по химии.

152 с., 35 рис., 4 табл., лит. 6 наим.

Рецензенты:

В.Н. Ахмедов – доцент кафедры Химии Бухарского инженерно-технологического института

М.С. Шарипов – доцент кафедры Химии Бухарского государственного университета

Г.К. Ширинов
С.И. Назаров
Н.И. Назаров

*ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ ПО
НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ*

ПРЕДИСЛОВИЕ

Методическое пособие представляет собой руководство к лабораторным занятиям по курсу неорганической химии для химических факультетов вузов. Выполнение работ предусмотрено типовой учебной программой, утвержденной МВиССО РУз.

Предлагаемое руководство содержит материал по всем разделам общей химии и по свойствам элементов всех групп периодической системы. Разделы книги даны на основе современных представлений о строении вещества и химической термодинамики. В них кратко рассмотрены основные вопросы курса: атомно-молекулярная теория; скорости химических реакций; химическое равновесие; теплоты химических реакций; электролитическая диссоциация; гидролиз солей; окислительно-восстановительные реакции; электролиз и др. Подробно описаны методика и техника выполнения опытов. Материал по свойствам элементов расположен по длиннопериодной периодической системе Д.И. Менделеева. Для описания одного явления или свойства в практике часто приводится несколько опытов с разными веществами. Большинство глав, посвященных свойствам групп элементов, завершается контрольными экспериментальными задачами качественного и количественного характера и синтезами неорганических соединений.

Каждому разделу прилагаются контрольные вопросы и задачи для самостоятельной подготовки студентов к данной лабораторной работе. Большинство вопросов имеет один правильный ответ, а к некоторым вопросам дается два правильных ответа, что требует от студентов повышенного внимания. Контроль должен занимать 10-15 мин.

Пособие содержит таблицы, необходимые для работы и самостоятельной подготовки. Номенклатура неорганических соединений приводится в основном в соответствии с учебниками, используемыми в настоящее время в высших учебных заведениях.

Авторы приносят благодарность профессору Б.Б. Умарову за ценные советы и Ф.И. Остонову за помощь в постановке экспериментов. Авторы выражают также свою благодарность В.Н. Ахмедову, доценту кафедры естественных наук Бухарского инженерно-технологического института, и М.С. Шарипову, доценту кафедры химии Бухарского государственного университета за внимательное рецензирование рукописи.

Авторы будут признательны всем, кто пожелает сделать свои критические замечания.

1. ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ И ХИМИЧЕСКОЕ ОБОРУДОВАНИЕ

1.1. Общие правила работы и техника безопасности в химической лаборатории

Основным местом выполнения лабораторных работ является рабочий стол, на котором необходимо соблюдать чистоту и порядок. Во время проведения опыта на рабочем месте не должно быть ничего лишнего; все предметы следует расставить в определенном порядке так, чтобы их удобно было брать, не задев за стоящую рядом горелку, склянку с реактивом или прибор.

При выполнении практических работ *все наблюдения нужно записывать в специальную тетрадь – лабораторный журнал – непосредственно после каждого опыта*. Не следует делать записи в черновиках и на отдельных листочках бумаги.

В работе следует пользоваться только незагрязненными реактивами, чистой посудой и приборами, промытыми дистиллированной водой. Нельзя брать реактивы и капельные пипетки из чужих штативов, так как это не только нарушает порядок работы, но может быть причиной загрязнения реактивов. Если какие-либо реактивы или лабораторные принадлежности отсутствуют, следует обратиться к лаборанту.

Склянки с реактивами общего пользования должны находиться на определенном месте; их нельзя переносить на рабочие столы. Следует работать без лишней торопливости, не проливать и не просыпать реактивы. Если же это случилось, *нельзя сыпать загрязненный реактив обратно в склянку с чистым реактивом*, а следует собрать его и передать лаборанту. Стол (или другой испачканный предмет) нужно тотчас же вымыть и вытереть.

Следует проявлять бережное отношение к приборам и реактивам. Дорогостоящие и ядовитые реактивы после проведения с ними работы нельзя выливать в раковину. К таким реактивам относятся растворы, содержащие соединения серебра, ртути и др. их нужно сливать в специальные склянки. Бросать бумагу, битое стекло и пр. можно только в специальные сосуды и мусорные баки.

Горячие предметы можно ставить только на асбестовый картон.

В лаборатории следует соблюдать правила безопасной работы. Нельзя работать с легковоспламеняющимися веществами вблизи открытого огня зажженной горелки и спиртовки. *С ядовитыми и дурно пахнущими веществами следует работать под тягой!* Выполняя опыты, нужно пользоваться растворами только указанной концентрации и соблюдать рекомендуемую дозировку. Не делать дополнительных опытов без разрешения преподавателя.

Если во время работы будут пролита кислота или щелочь в большом количестве, нужно сообщить о случившемся лаборанту. Удалять кислоту и щелочь следует быстро, так как эти реактивы портят стол и другие предметы, и осторожно, чтобы не прожечь одежду и не повредить руки. Особенно осторожно следует обращаться с концентрированными щелочами и кислотами.

Попавшую на тело концентрированную кислоту (или) щелочь нужно быстро смыть сильной струей воды и затем обратиться к лаборанту за помощью.

При всех несчастных случаях необходимо тотчас обращаться к лаборанту или преподавателю!

Запрещается принимать пищу в химической лаборатории и пить воду из химической посуды.

При воспламенении горючей жидкости на одежде работающего, необходимо немедленно погасить пламя на пострадавшем, завернув его в шерстяное или проасбестованное одеяло.

При ожогах концентрированными растворами кислот пораженное место следует промыть сильной струей холодной воды в течение нескольких минут. Затем 2-3%-ным раствором соды, после чего наложить повязку, смоченную 1-2%-ным раствором перманганата калия. При сильных ожогах следует после оказания первой помощи обратиться к врачу.

При ожогах концентрированными растворами щелочей пораженное место следует промыть большим количеством холодной воды до тех пор, пока кожа перестанет казаться скользкой, затем 1-2%-ным раствором борной или уксусной кислоты, после чего наложить повязку, смоченную спиртовым раствором танина или 1-2%-ным раствором перманганата калия.

При термических ожогах пострадавшее место необходимо многократно смочить раствором перманганата калия и спиртом, затем смазать мазью от ожогов.

При попадании какого-либо химического реактива в глаза следует промыть их обильным количеством воды и немедленно обратиться к врачу.

При отравлении газообразными веществами следует немедленно вывести пострадавшего на свежий воздух, а затем направить к врачу. При отравлении соединениями мышьяка или ртути необходимо немедленно обратиться к врачу.

1.2. Химическая посуда и лабораторное оборудование общего и индивидуального пользования

а) Стеклянная посуда общего назначения

Основным требованием, предъявляемым к стеклянной посуде, является ее химическая и термическая устойчивость. Химическая устойчивость – это свойство стекла противостоять разрушающему действию растворов щелочей, кислот и других веществ. Термическая устойчивость – способность посуды выдерживать резкие колебания температуры.

Лучшим стеклом для изготовления лабораторной посуды считается пирекс. Этот тип стекла обладает термической и химической устойчивостью, имеет малый коэффициент термического расширения. Пирексное стекло содержит 80% оксида кремния(IV). Температура размягчения его около 620°C. Для проведения опытов при высоких температурах используют посуду из кварцевого стекла. Кварцевое стекло содержит 99,95% оксида кремния(IV), температура размягчения его 1650°C.

Лабораторную посуду изготавливают в основном из стекла типов ТУ (термически устойчивое), ХУ-1 и ХУ-2 (химически устойчивое). Содержание оксида кремния (IV) в обычном лабораторном стекле составляет 70%.

В лабораторной практике наибольшее распространение получили следующие виды стеклянной посуды:

Пробирки простые и калиброванные (с делениями, указывающими объем) (рис. 1) используют для проведения опытов с небольшим количеством реактивов. Объем реактива в пробирке не должен превышать половины ее объема.

Лабораторные стаканы (рис. 2) выпускают различных размеров, с носиком и без носика, простые и калиброванные. Стаканы предназначены для выполнения самых разнообразных процедур.



Рис. 1

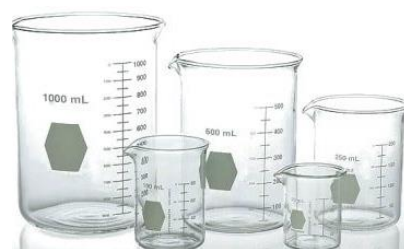


Рис. 2

Колбы различного размера и формы (круглые, конические, плоскодонные – рис. 3, круглодонные – рис. 4). Например, в лабораторной практике широко применяют конические плоскодонные колбы (колбы Эрленмейера). Колба Вюрца (рис. 5) представляет собой круглодонную колбу с отводной трубкой под углом 60-80°. Ее используют для получения газов и для отгонки жидкостей при атмосферном давлении.

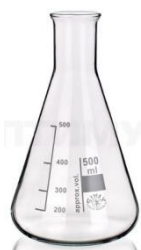


Рис. 3



Рис. 4



Рис. 5

Воронки химические служат для переливания жидкостей и фильтрация; капельные воронки (рис. 6) используют для введения в реакционную среду жидких реактивов небольшими порциями. Воронки делительные (рис. 7) применяют для разделения несмешивающихся жидкостей.



Рис. 6



Рис. 7

Капельницы используют для введения реактивов малыми порциями, по каплям.

Бюксы предназначены для взвешивания и хранения жидких и твердых веществ.

Часовые стекла используют для проведения реакций в малых объемах (капельные реакции) и для взвешивания твердых веществ.

Холодильники применяются для охлаждения и конденсации паров, образующихся при нагревании различных веществ. При перегонке применяют прямые холодильники (Либиха) (рис. 8), а при кипячении растворов и жидкостей, экстракции и других подобных процессах используют обратные холодильники (рис. 9).

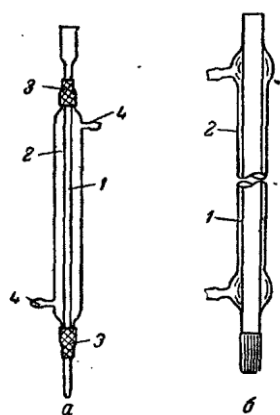


Рис. 8. Прямые холодильники: *а* – с резиновыми муфтами; *б* – со шлифом; 1 – форштос; 2 – рубашка; 3 – соединительные резиновые трубки (муфты); 4 – отростки

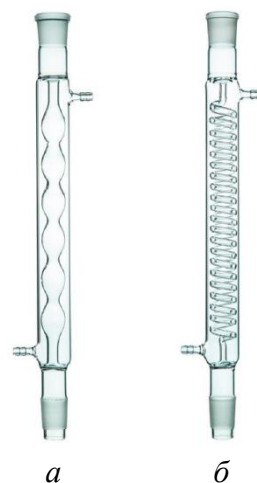


Рис. 9. Обратные холодильники: *а* – шариковый (Аллина), *б* – змеевиковый

Кристаллизаторы (рис. 10) применяют для получения кристаллов веществ из насыщенных растворов или для охлаждения химических стаканов или колб с реагирующими веществами. Аллонжи (рис. 11) играют роль соединительных элементов в установках по перегонке веществ.

Эксикатор вакуумный применяют для медленного высушивания и хранения веществ, легко поглощающих влагу из воздуха. Нижнюю часть эксикатора заполняют водопоглощающими веществами (прокаленный хлорид кальция, концентрированная серная кислота, оксид фосфора(V) и др.). Над поглотителем на фарфоровом вкладыше помещают бюксы или тигли с веществами, подлежащими осушке. Различают два основных типа эксикаторов: обычные эксикаторы и вакуум-эксикаторы (рис. 12).



Рис. 10



Рис. 11



Рис. 12

Мерные колбы (рис. 13) служат для приготовления растворов точной концентрации и представляют собой круглые плоскодонные колбы с длинным и узким горлом, на котором нанесена тонкая черта. Эта отметка показывает границу, до которой следует наливать жидкость, чтобы ее объем соответствовал указанному на колбе значению. Цифры на колбе показывают объем жидкости (мл), на который она рассчитана. Мерные колбы обычно имеют притертые пробки. Применяют колбы на 50, 100, 250, 500 и 1000 мл.

Мерные колбы меньшего объема, используемые для определения плотности жидкостей, называются пикнометрами.



Рис. 13

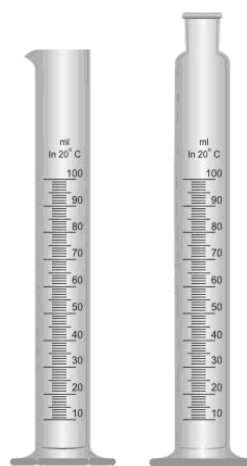


Рис. 14



Рис. 15

Мерные цилиндры (рис. 14) представляют собой стеклянные сосуды, которые для большей устойчивости имеют широкое основание (дно) или специальную подставку. Снаружи на стенках цилиндров нанесены деления, указывающие объем (в мл). Мерные цилиндры бывают различной емкости: от 5 мл до 2 л. Их назначение – измерять (с определенной погрешностью) различные объемы жидкости.



Рис. 16. Аппарат Киппа

Пипетки служат для отбора точно определенных относительно небольших объемов жидкостей. Они представляют собой стеклянные трубки небольшого диаметра с делениями. Некоторые пипетки имеют расширение посередине (пипетки Мора). Нижний конец пипетки слегка оттянут и имеет

внутренний диаметр до 1 мм. На верхнем конце пипетки имеется метка, до которой набирают жидкость. Некоторые пипетки снабжены двумя метками. Обычно пипетки имеют емкость от 1 до 100 мл.

Бюретки (рис. 15) служат для отмеривания точных объемов жидкостей, преимущественно при химико-аналитических работах (титрование). Они могут иметь различную конструкцию и иметь разный объем.

Аппарат Киппа (рис. 16) – прибор для периодического получения водорода, сероводорода, оксида углерода (IV) и других газов в лаборатории.

б) Фарфоровая посуда

По сравнению со стеклянной обладает большей химической устойчивостью к кислотам и щелочам, большей термостойкостью. Фарфоровые изделия можно нагревать до температуры около 1200°C. Недостатком ее является непрозрачность и сравнительно большая масса. Фарфоровая посуда также разнообразна по форме и назначению.

Стаканы бывают различной емкости, с ручкой и без ручки, с носиком и без носика.

Фарфоровые кружки (рис. 17) так же бывают различной емкости (обычно от 250 мл до 2-х литров.)



Рис. 17. Фарфоровая кружка

Выпарительные чашки (рис. 18) используют для выпаривания и нагревания жидкостей.

Тигли – сосуды (рис. 19), применяемые для прокаливания различных твердых веществ (осадков, минералов и т.п.), а также для сплавления и сжигания. При прокаливании веществ на пламени газовой горелки тигли закрепляют в проволочных треугольниках с фарфоровыми трубками.

Фарфоровые ступки (рис. 20) с пестиком применяют для измельчения твердых веществ. Перед работой ступка должна быть тщательно вымыта и высушена. Вещество насыпают в ступку в количестве не более 1/3 ее объема (иначе оно будет высыпаться из ступки при измельчении). При растворении твердого вещества в ступке (с одновременным растиранием) вначале насыпают твердое вещество, а затем к нему постепенно небольшими порциями при круговом движении пестика добавляют жидкость. Всю жидкость, которую берут для растворения, употреблять не следует: не менее 1/3 количества ее оставляют для того, чтобы по окончании растворения сполоснуть ступку и обмыть пестик, после чего этот раствор добавляют к ранее полученному раствору.

Воронки Бюхнера (рис. 21) и фарфоровые сетки применяют для фильтрации жидкостей при пониженном давлении (под вакуумом).



Рис. 18



Рис. 19



Рис. 20



Рис. 21

в) Пластмассовая посуда

В лабораторной практике используют посуду, изготовленную из полимерных материалов (полиэтилен, полипропилен, фторопласт и др.) При высокой химической устойчивости такая посуда обладает низкой термостойкостью, и поэтому ее обычно используют в работах, не требующих нагревания. Из полиэтилена изготавливают воронки для жидких и сыпучих веществ, промывалки, капельницы, флаконы и банки для транспортировки и хранения химических реактивов, пробирки для центрифугирования, пипетки-дозаторы и наконечники к ним и др.

г) Металлическое оборудование

В химических лабораториях широко применяют разнообразное металлическое оборудование, преимущественно стальное.

Треноги применяют в качестве подставок для различных приборов, колб и пр. Они особенно удобны при нагревании крупных по размеру колб и громоздких приборов.

Держатели для пробирок (рис. 22) – приспособления, которые используются при непродолжительном нагревании пробирок.

Пинцеты (рис. 23) – приспособления для захватывания мелких предметов, а также веществ, которые нельзя брать руками, например, металлический натрий.

Тигельные щипцы (рис. 24) применяют для захватывания горячих тиглей при извлечении их из муфельной печи, снятия раскаленных тиглей с фарфоровых треугольников и при всех работах, когда приходится иметь дело с раскаленными предметами.

Зажимы (рис. 25) – приспособления, используемые для зажимания резиновых трубок. Обычно применяют пружинные зажимы (зажимы Мора) и винтовые (зажимы Гофмана). Последние позволяют легко регулировать скорость вытекания жидкости или интенсивность прохождения газов.



Рис. 22. Держатель для пробирок



Рис. 23. Пинцеты



Рис. 24. Тигельные щипцы



Рис. 25. Зажимы: *а* – Мора; *б* – Гофмана

Бани (рис. 26). Для продолжительного нагревания в пределах температуры 100-300°C применяют бани: водяную, песчаную и др. Они представляют собой, как правило, металлические чаши, заполненные водой (водяная баня) или сухим, чистым песком, прокаленным для удаления из него органических примесей (песчаная баня). Нагревание бань проводят пламенем газовой горелки. Используются также водяные и песчаные бани с электрообогревом.



Рис. 26. Водяная баня

Электрические плитки. В тех случаях, когда требуется нагревание, а пользоваться горелками нельзя (например, при перегонке воспламеняющихся легколетучих жидкостей) применяют электрические плитки.

Для нагревания круглодонной стеклянной посуды применяют колбонагреватели.

Печи. Для получения температуры 600-1400°C применяются электрические муфельные печи. С помощью особого регулировочного устройства печь может нагреваться до определенной, заранее заданной температуры.

Сушильные шкафы имеют электрический обогрев и терморегулятор, позволяющий поддерживать постоянную температуру. Для наблюдения за температурой шкаф снабжен термометром. Высушиваемое вещество помещается в сушильный шкаф, отрегулированный на требуемую температуру, и выдерживается в нем при заданной температуре определенное время. В работах количественного характера сушку проводят несколько раз до достижения высушиваемым веществом постоянной массы.

Металлический штатив (рис. 27) предназначен для закрепления оборудования при необходимости пользования им длительное время. Штатив состоит из подставки, стержня высотой 25-30 см и диаметром 0,4-0,5 см. К штативу прилагаются две прямоугольные муфты, длина большего ребра

муфты примерно 4 см. Обе муфты имеют по два круглых сквозных отверстия диаметром 0,5-0,6 см, расположенных взаимно перпендикулярно на расстоянии 2-3 см друг от друга. Одно отверстие служит для укрепления муфты с помощью винта на штативе, другое – для укрепления лапки или кольца.



Рис. 27. Металлический штатив

Лапка состоит из узкого стержня длиной 2 см, диаметром 0,3-0,4 см и примыкающей к нему прямоугольной части с круглым отверстием диаметром 1,5-1,6 см. Предмет (колба или пробирка) закрепляется в лапке винтом. Стержень лапки также закрепляется в муфте винтом. Поворачивая стержень лапки в отверстие муфты, можно придавать закрепленному в лапке предмету положение – горизонтальное, вертикальное или наклонное. Кольцо имеет диаметр 3-3,5 см; длина стержня 2-2,5 см.

Весы и взвешивание. В большинстве лабораторных работ по химии вполне достаточно проводить взвешивания с точностью до 0,02 г. Этой точности взвешивания удовлетворяют теххимические весы.

Теххимические весы (рис. 28) обычно помещают непосредственно в лаборатории. Весы смонтированы на подставке, имеющей установочные винты, с помощью которых весы устанавливают горизонтально по отвесу.

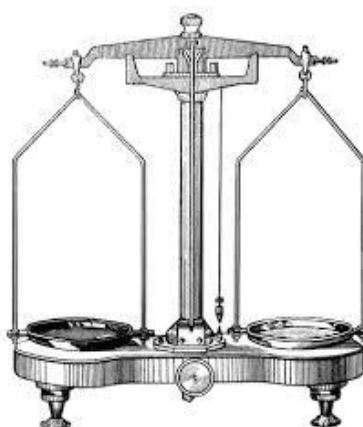


Рис. 28. Теххимические весы

Главной частью весов является колонка с коромыслом и чашками для взвешивания. На коромысле имеются три трехгранные призмы и два регулировочных винта. Одна из призм находится посередине коромысла, ребро ее опирается на колонку. Две другие призмы находятся на концах коромысла, на них подвешиваются чашечки весов. Чтобы призма не снашивалась, в нерабочем состоянии коромысло с чашечками поднимают с нее специальным приспособлением – арретиром.

Устанавливают и уравнивают весы лаборанты. Около весов должна находиться закрепленная за ними коробочка с разновесом и пинцетом.

Правила взвешивания на теххимических весах:

1. Весы нельзя переносить с одного места на другое.
2. Обращаться с весами надо очень аккуратно.
3. В начале работы следует проверить:
 - а) по отвесу – горизонтально ли стоят весы; неправильность положения устраняется с помощью установочных винтов;
 - б) по отклонению стрелки от середины шкалы в обе стороны во время качания при открытом арретире – находятся ли весы в равновесии; если отклонения неодинаковы, обратиться к лаборанту.
4. На чашки весов нельзя ставить горячие или грязные предметы.
5. Класть на весы разновесы и взвешиваемые предметы, а также снимать с чашечек можно только при арретированных весах.
6. Взвешиваемый предмет надо класть на левую чашку весов. Химические реактивы взвешивают на часовом стекле или на бумаге.
7. Разновесы надо ставить на правую чашку весов и никогда не класть на чашку весов рядом со взвешиваемым предметом.
8. Разновесы следует брать только пинцетом; они должны находиться или на чашке весов, или на своих местах.
9. В течении одной работы все взвешивания должны производиться на одних и тех же весах и одними и теми же разновесами. Пользуясь набором разновесов (гирьками 100 г, 50 г, 20 г, 10 г, 2 г, 1 г и пластинками 500 мг, 200 мг, 100 мг, 50 мг, 20 мг, 10 мг), можно составить любую массу от 0,001 до 211,1 г.
10. При взвешивании разновес следует ставить на чашечку весов, начиная с большего и постепенно переходя к меньшему.
11. По окончании взвешивания записывают цену всех положенных на весы разновесов по пустым гнездам ящика, а затем запись проверяют по разновесам на чашечке весов. После этого суммируют массы и разновес убирают в ящик.
12. В конце работы весы должны оставаться чистыми и в полном порядке.

Для наиболее точного взвешивания обычно используют аналитические весы. Они отличаются от теххимических весов большей точностью и чувствительностью. На аналитических весах студентам разрешается работать только после ознакомления с их устройством и под наблюдением преподавателя или лаборанта.

Следует помнить, что точность расчетов в работах количественного характера должна находиться в соответствии с точностью взвешивания: если взвешивание проводится с точностью до 0,02 г, то точность расчетов должна ограничиваться вторым десятичным знаком.

Нагревательные приборы. В качестве нагревательных приборов в химических лабораториях обычно используют газовые горелки и электроплитки.

В курсе общей химии применяются преимущественно газовая горелка Теклю (рис. 29) или Бунзена.

Включение и выключение горелки, а также основное регулирование подачи газа производятся исключительно краном газовой сети. *Нельзя тушить горелку Теклю с помощью регулировочного винта!* Он предназначен лишь для тонкого регулирования подачи газа в горелку.



Рис. 29. Газовая горелка

В зависимости от количества подаваемого воздуха изменяется и степень сгорания газа, а следовательно, и температура пламени. Если диск вплотную довести до конической части трубки, т.е. закрыть щель и прекратить подачу воздуха, сгорание газа будет неполным, пламя будет светящимся и коптящим. Если щель сделать слишком большой, то подача воздуха сильно увеличится, воздух начнет «продувать» газ, горелка или погаснет, или пламя будет гореть внутри трубки, которая сильно накалится. И в том, и в другом случае горелкой пользоваться нельзя.

Пламя правильно горящей горелки прозрачно и имеет голубоватый оттенок. Оно не светится и не коптит. В нем ясно различаются две зоны: внутренняя и внешняя.

Внутренняя зона пламени имеет температуру 300-350 °С. В нижней ее части происходит разложение светильного газа, а верхней – неполное горение с выделением свободного углерода, раскаленные частицы которого светятся. Верхняя часть внутренней зоны называется «восстановительной», так как частицы углерода легко окисляются, т.е. являются восстановителем.

Наиболее высокая температура пламени – до 1500°С – достигается в почти бесцветной внешней зоне, где горение газа проходит наиболее энергично благодаря большому притоку воздуха. Эта часть пламени называется «окислительной», при нагревании в ней вещество соединяется с кислородом. Пользуясь горелкой, не следует нагреваемый предмет глубоко опускать в

пламя; необходимо помещать так, чтобы верхняя, наиболее горячая часть пламени лишь слегка касалась предмета. Тогда нагревание будет наиболее эффективным.

На открытом пламени горелки или керамики электроплитки можно проводить нагревание веществ в фарфоровой посуде (чашечке или тигле), а также кратковременное нагревание растворов или кристаллов в пробирке. В последнем случае необходимо перемещать пробирку над плиткой или пламенем для равномерного обогривания ее и направлять отверстие пробирки в сторону от себя и от работающих рядом. В тех случаях, когда нагревание требуется вести в стеклянной посуде длительное время, необходимо на электроплитку или кольцо штатива класть асбестированную сетку. При нагревании до температур, не превышающих 100°C , применяют водяные бани, представляющие собой металлические или стеклянные резервуары с водой, имеющие электрообогрев или нагреваемые газовыми горелками.

2. МЕТОДЫ ОЧИСТКИ ВЕЩЕСТВ

Приборы и реактивы. Сушильный шкаф, холодильник Либиха, колба Вюрца, воронка для горячего фильтрования, воронка Бюхнера, насос водоструйный, водяная баня, химические стаканы емкостью 500 мл, 300 мл и 50 мл, стеклянные воронки, колба емкостью 300-200 мл, колба круглодонная емкостью 200-100 мл, мензурка на 100-50 мл, бюкс с крышкой, чашка фарфоровая, часовые стекла, капиллярные трубки, палочки стеклянные, ножницы, трубка с натронной известью, сетка асбестированная, фильтры, фильтровальная бумага, весы техно-химические с разновесами; перманганат калия, йод кристаллический, бихромат калия, хлорид натрия, растворы: кислота азотная (2 н.), кислота соляная (плотность 1,19 г/см³), хлорид бария (2 н.)

Методы очистки веществ различны и зависят от свойств веществ и их применения. Наиболее распространенными методами являются: фильтрование, дистилляция, возгонка, перекристаллизация и высаливание. Очистка газов обычно осуществляется поглощением газообразных примесей веществами, реагирующими с этими примесями. Чистые вещества обладают присущими им характерными физическими и химическими свойствами, поэтому чистоту веществ можно проверять физическими и химическими методами. Физические методы связаны с определением плотности, температуры плавления, кипения и других констант. Химические методы проверки основаны на химических реакциях и являются методами качественного и количественного анализа.

2.1. Очистка твердых веществ от примесей

а) Перекристаллизация бихромата калия

Выполнение работы. На техно-химических весах отвесить около 6 г бихромата калия и высыпать его в химический стакан емкостью 50 мл. по таблице растворимости (см. Приложение, табл. 14) вычислить количество воды, необходимое для получения насыщенного раствора бихромата калия при 100 °С. Мензуркой отмерить объем воды на 2-3 мл больше вычисленного и вылить ее в стакан с бихроматом калия. Стакан с раствором поставить на кольцо штатива на асбестированную сетку и нагревать на небольшом пламени горелки до полного растворения соли, все время перемешивая стеклянной палочкой. Приготовит воронку для горячего фильтрования. В стеклянную воронку с коротким широким концом вложить бумажный фильтр, смочить его дистиллированной водой и вставить стеклянную воронку в металлический конус воронки для горячего фильтрования. Под воронкой поставить чистый стакан (см. рис. 30). Нагретый до кипения раствор профильтровать горячим, сливая его небольшими порциями по палочке в приготовленную воронку для горячего фильтрования. Стакан с первоначальным раствором все время нагревать на сетке. Полученный фильтрат в стакане охладить до комнатной температуры, все время перемешивая стеклянной палочкой, а затем поставить в холодную воду, продолжая перемешивать до полного охлаждения.

Полученные кристаллы отфильтровать на воронке Бюхнера. На дно воронки положить фильтр, смочить его дистиллированной водой и, присоединив прибор к водоструйному насосу, перенести перекристаллизованную соль вместе раствором в воронку Бюхнера. Окончив фильтрование, отключить прибор от насоса, вынуть из колбы воронку и опрокинуть на приготовленную фильтровальную бумагу. Удалить фильтр с кристаллов и высушить их между листами фильтровальной бумаги до полного удаления влаги.

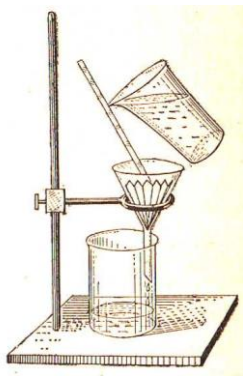


Рис. 30. Фильтрование при атмосферном давлении

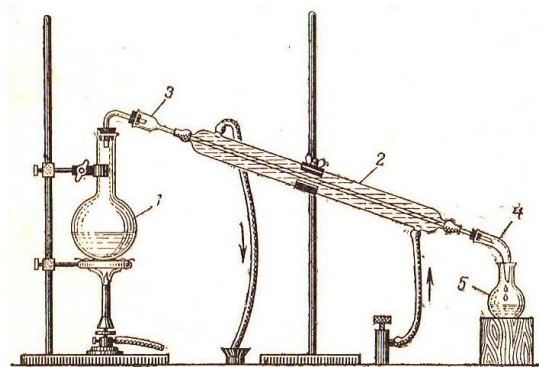


Рис. 31. Прибор для дистилляции воды:
1 – круглодонная колба; 2 – холодильник Либиха; 3 – форштосс; 4 – алонж; 5 – колба-приемник

Несколько кристалликов полученной соли растворить в воде. Раствор из перекристаллизованного бихромата калия и маточный раствор исследовать на присутствие примеси сульфата калия. Для этого в оба раствора (3-5 капель) в отдельных пробирках добавить по 1-2 капли 2 н. раствора азотной кислоты и хлорида бария. Сравнить полученные результаты. В лабораторном журнале описать сделанную работу, записать расчеты, зарисовать приборы. Полученную соль сдать лаборанту.

б) Очистка хлорида натрия методом высаливания

Выполнение работы. Приготовить насыщенный раствор хлорида натрия. Отвесить на техно-химических 40 г поваренной соли, растереть ее в ступке и высыпать в стакан. Добавив 100 мл дистиллированной воды, поставить стакан на кольцо штатива на асбестированную сетку. Нагреть раствор до кипения и профильтровать его через складчатый фильтр (см. рис. 30) в чистый стакан. Отмерить мензуркой 50 мл концентрированной соляной кислоты (плотность $1,19 \text{ г/см}^3$). Стакан с теплым насыщенным раствором поваренной соли перенести в вытяжной шкаф и медленно небольшими порциями добавлять в него концентрированную соляную кислоту при непрерывном перемешивании стеклянной палочкой. После охлаждения раствора до комнатной температуры отфильтровать выпавшие кристаллы на воронке Бюхнера, перенести их в фарфоровую чашку и высушить в сушильном шкафу при 110°C . Описать сделанную работу. Отметить понижение растворимости хлорида натрия при добавлении концентрированной соляной кислоты. Окажет ли та-

кое же действие пропускание газообразного хлористого водорода в насыщенный раствор хлорида натрия?

2.2. Очистка йода возгонкой

Выполнение работы. На техно-технических весах на часовом стекле взвесить около 0,3 г йода и поместить его в стакан, который поставить на асбестированную сетку на кольцо штатива. Стакан закрыть круглодонной колбой с холодной водой. Маленьким пламенем горелки осторожно нагревать стакан, чтобы пары йода не выходили наружу, а оседали на холодной поверхности колбы. Когда возгонка окончится, оставить горелку и после полного охлаждения снять колбу со стакана и обратить внимание на полученные кристаллы йода. Осторожно, сухой фильтровальной бумагой снять с колбы йод в чистый сухой бюкс с притертой крышкой. Отметить цвет паров и цвет и форму кристаллов сублимированного йода.

2.3. Очистка воды фильтрованием и дистилляцией

Выполнение работы. В химический стакан налить 0,4-0,5 л водопроводной воды. Приготовить складчатый фильтр, соответствующий размеру воронки. Для его изготовления взять готовый или вырезать из фильтровальной бумаги круглый фильтр, сложить его пополам, после чего складывать по радиусу с центром в середине линии перегиба круга то в одну, то в другую сторону. Полученную сложенную конусообразную гармонику вложить в стеклянную воронку и обрезать широкою сторону фильтра ножницами с таким расчетом, чтобы края фильтра были на 3-5 мм ниже края воронки. После этого развернуть многогранный складчатый фильтр и опустить его в воронку, находящуюся в кольце штатива. Подставить под воронку пустой стакан так, чтобы конец воронки касался стенки стакана и находился на 2-3 см ниже края стакана. Приготовленную для фильтрования воду осторожно, по стеклянной палочке сливать в фильтр (рис. 30), следя за тем, чтобы уровень жидкости был ниже краев фильтра на 4-5 мм. Для окисления органических веществ к профильтрованной воде добавить 3-4 кристаллика перманганата калия. Профильтрованную воду перелить из стакана в колбу Вюрца, бросить в нее несколько капилляров, чтобы кипение воды происходило равномерно. Закрыть колбу пробкой с термометром и укрепить на кольце штатива на асбестированной сетке. На отросток колбы Вюрца надеть пробку и соединить колбу с приготовленным холодильником Либиха, присоединенным к водопроводному крану. На другой конец холодильника надеть (рис. 31) пробку с алонжем, который опустить в колбу-приемник. Заполнить холодильник водой, пустив не очень сильную струю. Нагреть воду в колбе до кипения и, получив 200-300 мл дистиллята, прекратить перегонку.

Для удаления растворенных газов прокипятить полученную воду в течение 10-15 мин. После этого закрыть колбу пробкой с трубкой, наполненной натронной известью, и оставить охлаждаться. После охлаждения прочно закрыть колбу хорошо подобранной пробкой. Сравнить чистоту полученной

воды с водопроводной. Для этого на два часовых стекла налить 1 мл очищенной и водопроводной воды и выпарить ее досуха на водяной бане. Сравнить результаты выпаривания. Описать проделанную работу.

3. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНАЯ ТЕОРИЯ

3.1. Определение эквивалента металла

Приборы и реактивы. Прибор для определения эквивалента металла, аналитические весы, разновес, термометр, барометр, мензурка на 25-50 мл, стаканчик химический (емк. 50 мл), фильтровальная бумага, навеска металла (х.ч.) около 0,1 г, соляная кислота (4 н. раствор).

Выполнение работы. Опыт проводится в приборе, указанном на рис. 32.

Кусочек металла (цинка или магния) массой около 0,1 г взвесить на аналитических весах с точностью до 0,0002 г на предварительно взвешенном часовом стекле. В колбу 1 емкостью 100 мл налить 10-12 мл 4 н. раствора соляной кислоты и обтереть внутреннюю поверхность горла колбы фильтровальной бумагой. Колбу укрепить горизонтально в штативе. Взвешенный металл поместить в горло колбы и осторожно, чтобы металл не упал в кислоту, закрыть колбу пробкой. При открытом зажиме 2 довести с помощью уравнительного сосуда 4, поднимая и опуская его, уровень воды в бюретке 3 емкостью 100 мл точно до метки «0» (нижний уровень мениска воды и нулевое деление бюретки должны совпасть и быть на уровне глаза). Закрывать зажим 2 и испытать прибор на герметичность, для чего опустить уравнительный сосуд так, чтобы уровень воды в нем был ниже уровня воды в бюретке, и в таком положении укрепить его. При опускании уравнительного сосуда уровень воды в бюретке несколько понизится. Если через 1-2 мин дальнейшего понижения не будет, прибор можно считать герметичным.

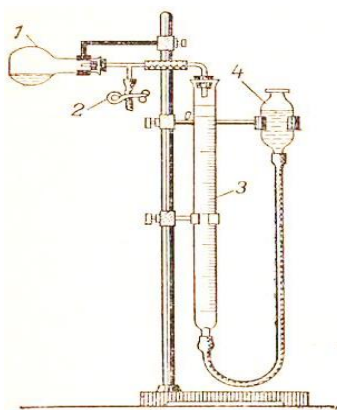


Рис. 32. Прибор для определения эквивалента металла: 1 – плоскодонная колба; 2 – зажим; 3 – мерная бюретка; 4 – уравнительный сосуд

После испытания прибора на герметичность, не поднимая уравнительный сосуд, наклонить штатив так, чтобы металл упал в кислоту. Тотчас

начинается выделение водорода и вытеснение воды из бюретки в уравни- тельный сосуд. По окончании реакции следует подождать 10-15 мин, чтобы газ в бюретке и колбе принял температуру окружающего воздуха. Привести воду в бюретке и уравни- тельном сосуде к одному уровню и, если в течении 1 мин не наблюдается изменение уровня, определить объем выделившегося водорода от нуля до данного уровня.

Все наблюдения записать в журнал. Результаты измерений записать по следующей форме:

масса стекла, m_1 , г;

масса стекла с металлом, m_2 , г;

масса металла, $m_3 = m_2 - m_1$, г;

объем выделившегося водорода, V , мл;

температура, t , °С;

абсолютная температура, T , К;

атмосферное давление, p ;

давление насыщенного водяного пара при данной температуре (см. Приложение, табл. 3), p_{H_2O} ;

парциальное давление водорода, $p_{H_2} = p - p_{H_2O}$.

Рассчитать эквивалент металла двумя путями.

1. Вычислить массу вытесненного водорода по уравнению Клапейрона- Менделеева $p_{H_2O} V = (m/M)RT$. На основании закона эквивалентов вычислить эквивалент данного металла.

2. Привести объем выделившегося водорода к нормальным условиям по уравнению Клапейрона: $V_0 p_0 / T_0 = V p / T$. Зная объем эквивалента водорода, рассчитать эквивалент металла.

Сделать схематический рисунок прибора.

3.2. Определение молекулярной массы диоксида углерода

Приборы и реактивы. Весы техно-химические и разновес, мерный цилиндр на 1000 мл, баллон с диоксидом углерода или аппарат Киппа с двумя промывными склянками, колба (емк. 500-1000 мл) с пробкой, термометр, барометр, карандаш восковой, мрамор, соляная кислота (плотность 1,19 г/см³), серная кислота (плотность 1,84 г/см³).

Выполнение работы. Сухую колбу плотно закрыть пробкой, отметить восковым карандашом уровень, до которого пробка вошла в горло колбы. Взвесить колбу с пробкой на техно-химических весах с точностью до 0,02 г (m_1).

Наполнить колбу 10 диоксидом углерода из баллона через редуктор или из аппарата Киппа (см. рис. 33). В данной работе необходимо пропустить газ через две промывные склянки, одна из которых наполнена водой 8 , чтобы очистить газ от примеси хлористого водорода, а другая 9 – концентрированной серной кислотой для осушки газа. В качестве промывных склянок удобно пользоваться склянками Тищенко или склянками, изображенными на рис. 32.

Газ следует пропускать в колбу медленно, чтобы можно было считать пузырьки в промывных склянках. Через 15-20 мин, не закрывая крана у аппарата Киппа, медленно вынуть газоотводную трубку из колбы и тотчас зарыть колбу пробкой. Не нагревать колбу руками, для чего при закрывании пробкой держать колбу пальцами за горлышко на весу в вертикальном положении. Взвесит колбу с диоксидом углерода на тех же весах и той же точностью, что и колбу с воздухом (m_2).

Произвести контрольный опыт. В ту же колбу дополнительно пропускать газ в течении 5 мин и снова взвесить колбу. Если воздух из колбы был полностью вытеснен диоксидом углерода, то результаты первого и второго взвешивания не должны расходиться более чем на 0,02 г.

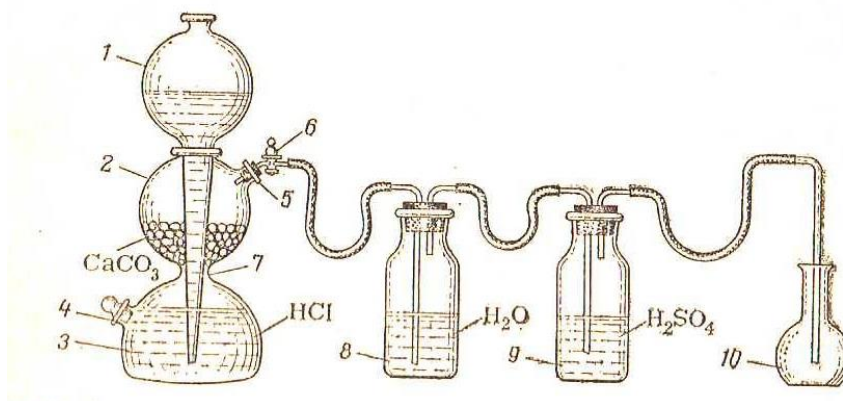


Рис. 33. Установка для получения и очистки диоксида углерода: 1 – шарообразная воронка; 2, 3 – соединенные между собой резервуары; 4, 5 – тубусы; 6 – кран; 7 – перетяжка; 8, 9 – промывные склянки; 10 – приемник

Измерить рабочий объем колбы (V_1), для чего наполнить колбу дистиллированной водой до черты на шейке колбы и замерить объем воды, вылив ее в мерный цилиндр.

Записать атмосферное давление и температуру, при которых проводился опыт.

Данные опыта записать в следующем виде:

- масса колбы с пробкой и воздухом, m_1 , г;
- масса колбы с пробкой и диоксидом углерода, m_2 , г;
- объем газа в колбе, V_1 , мл;
- температура, t_1 , °С; абсолютная температура, T , К;
- атмосферное давление, p ;

вычислить объем газа V_0 при нормальных условиях по уравнению Клапейрона:

$$\frac{V_0 p_0}{T_0} = \frac{V p}{T}$$

Вычислить массу воздуха m_3 и массу водорода m_4 в объеме колбы, учитывая, что при 0°С и $1,013 \cdot 10^5$ па (760 мм рт. ст.) масса 1 л воздуха равна 1,293 г, а 1 л водорода – 0,089 г.

Найти массу пустой (без воздуха) колбы с пробкой, $m_5 = m_1 - m_3$, г.

Найти массу диоксида углерода в объеме колбы, $m_6 = m_2 - m_5$, г.

Определить относительную плотность диоксида углерода по воздуху $D_{\text{возд}}$ и по водороду D_{H} . Вычислить молекулярную массу CO_2 по уравнениям:

$$\text{а) } M = 29D_{\text{возд}} \qquad \text{в) } M = \frac{m_6}{V_0} \cdot 22,4$$

$$\text{б) } M = 2D_{\text{H}} \qquad \text{г) } M = \frac{mRT}{pV}$$

Определить абсолютную и относительную ошибки опыта.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

1. Определить: а) число молей магния в 0,486 г магния; б) число молей сульфата алюминия в 34,2 г его; в) число молей воды 1 л при 4 °С и $1,013 \cdot 10^5$ Па (760 мм рт.ст.).

Ответ: а) 0,02 моль; б) 0,1 моль; в) 55,6 моль.

2. Выразить в молях и граммах: а) $6,02 \cdot 10^{21}$ молекул ацетилена C_2H_2 ; б) $2,00 \cdot 10^{23}$ молекул фосгена.

Ответ: а) 0,01 моль; 0,26 г; б) 1/3 моль; 33 г.

3. Одинаково ли число молекул: а) в 1 г водорода и в 1 г кислорода; б) в 1 моль водорода и в 1 моль кислорода?

4. Найти простейшую и истинную формулу газа, имеющего следующий состав: 82,76% С; 17,24% Н. Плотность по воздуху равна 2,01.

5. При прокаливании 2,94 г кристаллогидрата хлорида кальция выделилось 1,45 г воды. Составить формулу данного кристаллогидрата.

6. Какой объем при $p = 1,013 \cdot 10^5$ Па (760 мм рт.ст.) и $T = 0$ °С займет 1 кг смеси газов, имеющий состав [в % (масс.)]:

а) 20% NO; 40% N_2 и 40% CO_2 ;

б) 20% C_2H_2 ; 40% CH_4 и 40% CO.

Ответ: а) 673 л; б) 1052 л.

7. Определить молекулярные массы газов, если:

а) 0,29 л газа при температуре 27 °С и давлении $1,064 \cdot 10^5$ Па (800 мм рт.ст.) имеют массу 0,32 г;

б) 1,56 л газа при температуре 27 °С и давлении $1,037 \cdot 10^5$ Па (780 мм рт.ст.) имеют массу 2,86 г.

Ответ: а) 25,6; б) 44.

8. Плотность газов по воздуху равна: а) 0,9; б) 2,45. Определить массу 1 л каждого газа.

Ответ: а) 1,16 г; б) 3,17 г.

9. Из скольких атомов состоят молекулы: а) паров серы при температуре 950 °С, если плотность их по воздуху равна 2,2; б) паров сурьмы при 2000 °С, если плотность их по водороду равна 60,88?

10. При прокаливании некоторого количества нитрата свинца масса его уменьшилась на 2,16 г. Определить массу (г) и число молей взятой соли и объемы полученных кислорода и диоксида азота при нормальных условиях.

Ответ: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 - 6,62$ г; $V(\text{O}_2) = 0,224$ л; $V(\text{NO}_2) = 0,448$ л.

11. Сколько нужно взять карбоната кальция, чтобы полученным при его разложении диоксидом углерода наполнить баллон емкостью 40 л при температуре 15 °С и давлении $1,013 \cdot 10^6$ Па (10 бар)?

Ответ: 1,69 кг.

12. Какой объем кислорода, взятого при 300 °С и давлении $5,06 \cdot 10^5$ Па (5 бар), израсходован на сгорание 10 кг каменного угля до образования CO_2 , если в угле содержалось 94% С? Какой объем при тех же условиях займет полученный диоксид углерода?

Ответ: $7,36 \text{ м}^3$.

13. Определить процентное содержание карбоната кальция в известняке, если при прокаливании 1 г этого известняка получено 0,225 л диоксида углерода при 0 °С и $0,904 \cdot 10^5$ Па (680 мм рт. ст.). считать, что в известняке нет карбонатов других металлов, кроме кальция.

Ответ: 89,7%.

14. Вычислить эквивалентные массы следующих элементов: а) олова, если при нагревании 0,92 г его в токе кислорода образуется 1,17 г оксида олова; б) олова, если при восстановлении 1,17 г оксида олова водородом получено 0,16 г воды; в) магния, если при нагревании в токе кислорода масса его увеличилась на 66,7%; г) марганца, если при восстановлении 2,17 г оксида марганца алюминием получилось 1,7 г оксида алюминия.

Ответ: а) 29,44 г; б) 59,3 г; в) 12,0 г; г) 13,7 г.

15. 1 г калия соединяется с 0,91 г хлора, а также с 2,0 г брома. Найти эквивалентные массы калия и брома, если эквивалентная масса хлора равна 35,5 г.

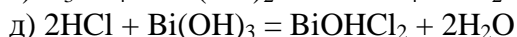
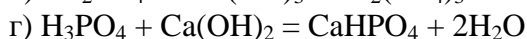
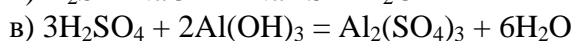
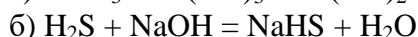
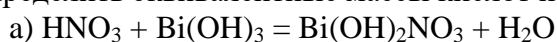
Ответ: 39 г; 78 г.

16. Сколько оксида получится при окислении 3 г металла, эквивалентная масса которого равна 9 г?

Ответ: 5,7 г.

17. Написать формулу соединения сурьмы: а) с серой, б) с кислородом, если известно, что атомная масса сурьмы равна 121,8, эквивалентная масса ее 40,6 г, атомная масса серы 32, эквивалентная масса ее 16 г.

18. Определить эквивалентные массы кислот и оснований в следующих реакциях:



19. Какие объемы займут при нормальных условиях массы одного эквивалента кислорода и одного эквивалента водорода?

Ответ: $V(\text{O}_2) = 5,6 \text{ л}$, $V(\text{H}_2) = 11,2 \text{ л}$.

20. Определить эквивалентную массу металла, если 0,046 г его вытеснили из кислоты 62,35 мл водорода, собранного над водой при температуре 17 °С и давлении $1,017 \cdot 10^5$ Па (764,52 мм рт. ст.). Давление водяного пара при этой температуре равно $0,193 \cdot 10^5$ Па (14,53 мм рт. ст.).

21. Определить эквивалентную массу металла, если навеска 0,0350 г этого технического металла, имеющего 20% примесей (не взаимодействующих с кислотой), выделила из кислоты 11,9 мл водорода, собранного над водой при температуре 17 °С и давлении $1,03 \cdot 10^5$ Па (774,53 мм рт. ст.). Давление водяного пара при этой температуре равно $0,193 \cdot 10^5$ Па (14,53 мм рт. ст.).

Ответ: 28 г.

22. Определить процентное содержание примесей в техническом сульфиде железа, если при взаимодействии 5 г его с кислотой выделилось 0,8 л сероводорода при 39 °С и $1,617 \cdot 10^5$ Па (1,6 бар).

Ответ: 12%.

23. В электрической печи из 20 кг технического оксида кальция было получено 16 кг карбида кальция. Определить процентное содержание примесей в оксиде кальция и

теоретический объем оксида углерода при температуре 546 °С и давлении $1,013 \cdot 10^5$ Па (1 бар). Запишите уравнение реакции.

Ответ: 30% примесей; $V(\text{CO}) = 16,8 \text{ м}^3$.

4. ОБЩАЯ МЕТОДИКА ПО РАБОТЕ С ГАЗАМИ

Опыты получения и исследования газообразных веществ проводят в полумикроприборах, собранных из пробирок, микроколбочки и различно изогнутых стеклянных трубок, которые соединяются между собой тонкими каучковыми трубками. В качестве реакционного сосуда обычно применяется микроколбочка, в отдельных случаях – пробирка. Методы собирания получаемых газов определяются свойствами этих газов и целью их получения. На рис. 34, *a-d* представлены типовые приборы, собираемые студентами при работе с газообразными веществами.

Если газ получают при нагревании, то конец газоотводной трубки сразу же после наполнения газоприемника (см. рис. 33, *в*) вынимают из ванны или по окончании пропускания газа через жидкость (см. рис. 33, *г*) – из жидкости, так как при охлаждении приборчика в него может быть втянута вода из ванны или жидкости из пробирки.

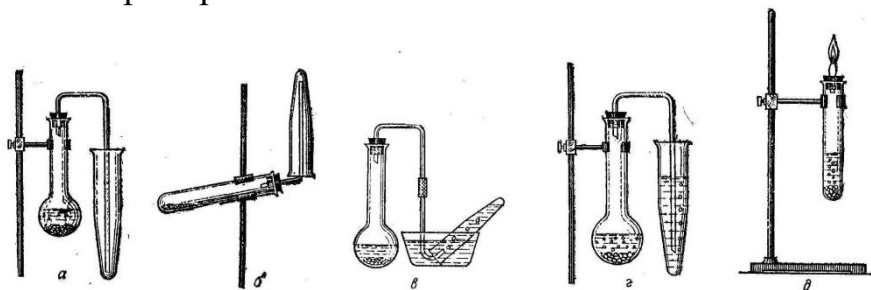


Рис. 34. Приборы для работы с газообразными веществами: *a* – прибор для получение газа более тяжелого, чем воздух; *б* – прибор для получения газа более легкого, чем воздух; *в* – прибор для получения газа, собираемого под водой; *г* – прибор для поглощения газа жидкостью; *д* – прибор для наблюдения горения газа в воздухе.

Если требуются отметить только цвет и запах выделяющегося газа или наблюдать его горение, то собирать газ в отдельный сосуд нет необходимости. Цвет газа виден через стекло пробирки, запах определяют, направляя легким взмахом руки струю газа на себя.

Если газ нужно сохранить в течение некоторого времени, пробирку закрывают хорошо подобранной пробкой. Для конических пробирок применяют каучуковые пробки №12 и 10, для цилиндрических – пробки заменяют эластичной резиновой трубкой длиной 7-8 мм и диаметром 3-5 мм, в которую вставляют палочку.

Для определения, горит ли газ на воздухе, струю газа, выходящего из отводной трубки, поджигают (см. рис. 34, *д*). При этом надо помнить следующее: если смесь газа с воздухом взрывчата, поджигать его следует не ранее, чем через 5-10 с после начала выделения. Этого времени вполне достаточно, чтобы вытеснить весь воздух из прибора.

В случае надобности газ очищают и осушают в промывных склянках с водой или растворами соответствующих поглотителей и в поглотительных склянках, наполненных каким-либо осушителем. Склянки эти размещают между аппаратом для получения газа и газоприемником.

Газовые законы

Индивидуальное вещество в газообразном состоянии характеризуется следующими величинами: p – давлением; T или t – температурой, измеряемой в градусах Кельвина или Цельсия; V – объемом; m – массой всего газа; M – молекулярной (молярной) массой. Газовые законы устанавливают взаимосвязь между этими величинами. При этом используется простейшая модель газообразного состояния веществ – *идеальный газ*: 1) совокупность частиц, между которыми отсутствуют силы взаимного притяжения (реальные газы ведут себя как идеальный газ при температурах выше критической); 2) сами частицы представляют собой материальные точки (реальные газы можно считать идеальным газом с точки зрения этого условия при обычных и средних давлениях; так, при давлении 1 атм, объем самих молекул реального газа примерно в тысячу раз меньше объема, занимаемого газом).

Газовые законы справедливы для постоянной массы данного газа (т.е. $m = \text{const}$ и $M = \text{const}$), и, кроме того, одна из оставшихся величин, (p , V , T) также поддерживается постоянной.

1. $T = \text{const}$ (*изотермический процесс*). Взаимосвязь между изменением p и V выражается законом Бойля-Мариотта

$$p_1 V_1 = p_2 V_2, \text{ или } pV = \text{const.}$$

2. $p = \text{const}$ (*изобарический процесс*). Взаимосвязь между изменением V и t выражается законом Гей-Люссака

$$V_t = V_0(1 + \alpha t),$$

где α – коэффициент удельного объемного расширения, равный для всех газов $\alpha = 1/273 \text{ град}^{-1}$. Если это значение подставить в уравнение, указанное выше, и температуру выражать в шкале Кельвина, то закон Гей-Люссака запишется так:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}, \text{ или } \frac{V}{T} = \text{const.}$$

3. $V = \text{const}$ (*изохорический процесс*). Взаимосвязь между p и t выражается законом Шарля

$$p_t = p_0(1 + \alpha t),$$

где $\alpha = 1/273 \text{ град}^{-1}$. В более удобной форме можно записать так:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}, \text{ или } \frac{p}{T} = \text{const.}$$

На основе трех частных законов можно легко вывести объединенный газовый закон.

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}, \text{ или } \frac{pV}{T} = \text{const.}$$

Объединенный газовый закон для одного моля любого газа можно записать так:

$$pV = RT,$$

где R – универсальная газовая постоянная, равная $8,314 \cdot 10^3$ Дж/град·кмоль. Чтобы это уравнение было справедливо для n молей, надо умножить правую часть на n

$$pV = nRT,$$

где $n = m/M$. Подставляя это значение в уравнение, получим

$$pV = \frac{m}{M} RT.$$

Это уравнение называется уравнением Менделеева-Клапейрона, оно выражает взаимосвязь между всеми величинами, характеризующими газ, а поэтому является наиболее общим в приближении модели идеального газа.

Между молекулами реального газа действуют силы взаимного притяжения, которые дополнительно сжимают газ, так что газ находится под давлением $p + a/V^2$, a/V^2 – дополнительное «внутреннее» давление, обусловленное взаимным притяжением молекул газа. Молекулы реального газа имеют хотя и малый, но вполне определенный объем (обозначим его b), поэтому объем, занимаемый молекулами реального газа в пространстве, будет равен $V - b$. Если эти значения давления и объема подставить в уравнение Менделеева-Клапейрона, получим уравнение Ван-дер-Ваальса:

$$\left(p + \frac{a}{V^2} \right) (V - b) = nRT,$$

где a и b имеют свои значения для каждого реального газа.

Итальянский физик А. Авогадро с целью объяснения некоторых экспериментальных результатов выдвинул следующую гипотезу: *в равных объемах различных газов при одинаковых условиях (давлении и температуре) содержится одинаковое число молекул.*

Впоследствии гипотеза Авогадро была подтверждена всеми имевшимися экспериментальными данными и вошла в науку под названием *закона Авогадро*. Из закона Авогадро вытекают важные следствия:

1. Одинаковое число молекул различных газов при одинаковых условиях занимает одинаковый объем.

2. Грамм-молекула различных газов при одинаковых условиях занимают одинаковый объем.

3. Объемы газов, реагирующих между собой или образующихся в результате реакции, находятся в отношениях небольших целых чисел.

4. При нормальных условиях грамм-молекула любого газа занимает объем, примерно равный 22,4 л.

Согласно закону Авогадро можно определить молекулярный вес газа путем взвешивания определенного объема газа при нормальных условиях. По

этим данным затем рассчитывается масса, которую имели бы 22,4 л газа при нормальных условиях.

Другой метод основан на измерении относительной плотности одного газа по отношению к другому. Предположим, что взвесили равные объемы двух различных газов при одинаковых условиях. Пусть вес первого газа оказался g_1 г, вес второго – g_2 г.

Тогда можно записать

$$g_1 = N_1 m_1, \quad g_2 = N_2 m_2,$$

m_1 и m_2 – масса молекулы первого и второго газов соответственно; N_1 и N_2 – число молекул первого и второго газов в каждом из взвешиваемых объемов соответственно.

Но по закону Авогадро количество молекул в первом и втором объемах (равных объемах) одинаково, т.е. $N_1 = N_2$, поэтому

$$\frac{g_1}{g_2} = \frac{m_1}{m_2}.$$

Абсолютные массы молекул легко заменить через относительные молекулярные массы. Молекулярный вес первого газа равен

$$M_1 = \frac{m_1}{m_0},$$

а второго газа

$$M_2 = \frac{m_2}{m_0},$$

где m_0 – это 1/12 часть массы атома углерода ^{12}C .

С учетом этого, выражение, указанное выше, примет вид

$$\frac{g_1}{g_2} = \frac{M_1}{M_2}.$$

Обозначим $\frac{g_1}{g_2} = D$, тогда $\frac{M_1}{M_2} = D$.

Это отношение веса данного газа к весу такого же объема другого газа, взятого при той же температуре и давлении, т.е. *число, показывающее, во сколько раз первый газ тяжелее второго, называется относительной плотностью первого газа по второму.*

Если известен молекулярный вес какого-либо газа и относительная плотность неизвестного газа по известному, то можно рассчитать молекулярный вес неизвестного газа. Обычно плотность газа определяют по отношению к самому легкому газу – водороду (обозначают D_{H}). Молекулярный вес водорода равен 2 у.е., поэтому $M = 2D_{\text{H}}$, т.е. молекулярный вес вещества в газообразном состоянии равен его удвоенной плотности по водороду.

Часто плотность газа определяют по отношению к воздуху, обозначают $D_{\text{в}}$. Средний молекулярный вес воздуха равен 29 у.е. В этом случае молекулярный вес газа определяется выражением

$$M = 29D_{\text{в}}.$$

Нужно отметить, что плотность газа может быть определена по отношению к любому газообразному соединению, например к гелию D_{He} , аммиаку D_{NH_3} и т.д.

5. КИСЛОРОД И ОЗОН

Приборы и реактивы. Прибор для получения газов с отводными трубками, ложечка железная, проволока мягкая, лучина, фильтровальная бумага, пинцет, вата, эфир, йодокрахмальная бумага, пероксид натрия, перманганат натрия, хлорат калия, сера, натрий (металлический), древесный уголь, персульфат аммония.

5.1. Получение кислорода

а) Получение кислорода при разложении перманганата калия

Выполнение работы. Поместить в пробирку 2-3 микрошпателя кристаллов перманганат калия KMnO_4 , укрепить пробирку в штативе вертикально и подогреть ее пламенем горелки. Внести в пробирку тлеющую лучинку и убедиться в выделении кислорода.

Разложение перманганат калия протекает по следующей схеме:



Подобрать коэффициенты к этому уравнению.

б) Получение кислорода при разложении хлората калия

Выполнение работы. Поместить в пробирку 2-3 микрошпателя кристаллов хлората калия KClO_3 , укрепить пробирку вертикально в штативе и нагреть в пламени горелки до полного расплавления соли. Внести в пробирку тлеющую лучину. Отодвинуть горелку, внести в пробирку 1 микрошпатель диоксида марганца MnO_2 и снова подогреть пробирку. Опять внести в пробирку тлеющую лучинку. Выделяется ли теперь кислород? Написать уравнение разложения бертолетовой соли в присутствии диоксида марганца, являющегося катализатором этого процесса.

5.2. Окислительные свойства кислорода

а) Окисление серы

Выполнение работы. На маленькую железную ложечку взять кусочек серы величиной с рисовое зерно, нагреть слегка на горелке, открыть пробирку с кислородом (полученное ранее) и внести в нее ложечку с серой. После того как горение серы прекратится, вынуть ложечку и, закрыв пробирку пробкой, взболтать ее содержимое. Добавив в пробирку 2 капли раствора лакмуса, выяснить, какая среда получается после растворения в воде продукта сгорания серы. Написать уравнение реакций горения серы в кислороде и взаимодействия полученного оксида серы с водой. К какому типу оксидов следует отнести полученный оксид серы?

б) Окисление угля

Выполнение работы. Сделать из металлической проволоки небольшую петельку и укрепить в ней кусочек древесного угля. Накалить уголь в пламени горелки и внести в пробирку с кислородом. Написать уравнение ре-

акции горения угля в кислороде. К какому типу оксидов относится полученный диоксид углерода? Написать уравнение взаимодействия его с водой.

в) Окисление натрия

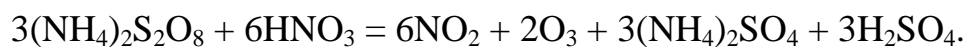
Выполнение работы. Вынуть кусочек металлического натрия пинцетом из керосина. Положить его на фильтровальную бумагу, обрезать ножом окисленную корочку с поверхности металла и отделить небольшой кусочек чистого металла. (*Не трогать натрий руками – только пинцетом!*). Нагреть натрий в железной ложечке на горелке пока он не загорится и внести его в пробирку с кислородом. После того как горение натрия окончится, внутрь ложечку, закрыть пробирку пробкой и взболтать воду. Внести 1-2 капли раствора фенолфталеина. В какой цвет окрашивается раствор?

Написать уравнения реакций горения натрия в кислороде с образованием пероксида натрия Na_2O_2 и взаимодействия его с водой.

5.3. Получение озона и его окислительные свойства

Выполнение работы. Внести в три пробирки по 3-4 капли: в первую – раствора йодида калия, во вторую – раствора индиго, в третью – раствора сульфата марганца(II). Получить озон следующим образом: укрепить микроколбочку в штативе, поместить в нее 4 микрошпателя персульфата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ и 10 капель концентрированной азотной кислоты (плотность $1,4 \text{ г/см}^3$). Закрывать колбочку пробкой с отводной изогнутой трубкой и, нагревая ее слабым пламенем горелки, пропускать образующийся озон сначала через раствор йодида калия, потом через раствор индиго, затем через раствор сульфата марганца. Какие явления наблюдаются в каждом из растворов?

Написать уравнения реакций окисления озоном йодида калия и сульфата марганца в присутствии воды. Следует учитывать, что образующийся темный осадок представляет с собой диоксид марганца MnO_2 . Во второй пробирке происходит обесцвечивание раствора вследствие окисления индиго озоном. Озон получается по уравнению:



КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

1. Привести примеры взаимодействия с кислородом четырех элементов с образованием следующих типов оксидов: а) кислотного; б) основного; в) амфотерного; г) несолеобразующего. Написать их графические формулы.

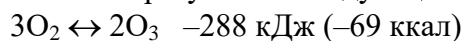
2. Написать уравнения реакции получения кислорода: а) из оксида; б) из соли.

3. Кислород – парамагнитное вещество, что свидетельствует о наличии в его молекуле неспаренных электронов. Как объяснить этот факт с позиции метода молекулярных орбиталей.

4. Возрастает или уменьшается энтальпия при переходе кислорода в озон? (см. Приложение, табл. 16). Как при этом изменяется энтропия и энергия Гиббса? Может ли этот процесс осуществляться самопроизвольно? Как называется явление существования одного элемента в виде нескольких простых веществ?

5. Какие связи и какой тип гибридизации участвуют в образовании молекулы озона?

6. Кислород переходит в озон в результате следующей обратимой реакции:



Как влияет повышение температуры на выход озона? Как влияет повышение давления?

7. При взаимодействии какого элемента с кислородом воздуха образуется пероксид?

Ответ: калий

8. Сколько молекул содержится в 1 л кислорода при нормальных условиях?

Ответ: $2,69 \cdot 10^{22}$

9. Как изменяются энтальпия и энтропия при образовании озона из кислорода?

1) $\Delta H > 0, \Delta S < 0$; 2) $\Delta H > 0, \Delta S > 0$; 3) $\Delta H < 0, \Delta S < 0$; 4) $\Delta H < 0, \Delta S > 0$; 5) $\Delta H < 0, \Delta S = 0$.

6. ВОДОРОД. ПЕРОКСИД ВОДОРОДА

Приборы и реактивы. Цинк (гранулированный), алюминий (жесть), оксид меди, индикаторы, растворы: соляной кислоты, азотной кислоты, серной кислоты, бихромата калия, пероксида водорода, перманганата калия.

6.1. Получение водорода

а) Получение водорода при взаимодействии цинка и кислоты

Выполнение работы. Поместить в пробирку 5 капель 2 н. раствора соляной кислоты и кусочек цинка. Закрыть отверстие пробирки пробкой с отводной трубкой (кончик отводной трубки должен быть оттянут).

Когда реакция в пробирке пойдет достаточно энергично, подвести к кончику отводной трубки горящую спичку и поджечь выделяющийся газ.

Написать уравнение реакции получения водорода. Получится ли водород при взаимодействии цинка и разбавленной серной кислоты, концентрированной серной кислоты? Написать уравнение реакции горения водорода.

б) Получение водорода при взаимодействии алюминия и щелочи

Выполнение работы. Поместить в цилиндрическую пробирку 5 капель 2 н. раствора едкого кали и кусочек алюминия. Закрыть отверстие пробирки пробкой с отводной трубкой. Поднести к отводной трубке горящую спичку и поджечь выделяющийся газ. Написать уравнение реакции взаимодействия алюминия со щелочью в присутствии воды с образованием водорода и тетрагидроксиалюмината калия.

6.2. Восстановительные свойства водорода

а) Восстановление водородом оксида меди (II)

Выполнение работы. Закрепить микроколбочку в штативе и наполнить ее на 2/3 объема 4 н. серной кислотой. В изгиб газоотводной трубки поместить 1 микрошпатель порошка оксида меди. Бросить в микро-колбочку кусочек цинка и закрыть ее пробкой, надетой на конец газоотводной трубки. Через 1-2 мин, когда воздух из собранного прибора будет вытеснен водородом, нагреть изгиб трубки с оксидом меди слабым пламенем горелки. По какому внешнему признаку можно установить, что оксид меди перешел в металлическую медь?

Написать уравнение реакции взаимодействия водорода с оксидом меди.

б) Сравнение восстановительных свойств молекулярного и атомарного водорода

Выполнение работы. Поместить в пробирку 3-4 капли раствора перманганата калия и 2 капли 75%-ной серной кислоты. Во вторую пробирку поместить 3-4 капли раствора хлорида железа(III), 2 капли кислоты и 1 каплю 0,01 н. раствора роданида аммония или калия и наблюдать появление интенсивного красного окрашивания вследствие образования роданида железа

$\text{Fe}(\text{SCN})_3$. В каждую пробирку через раствор пропустить водород. Изменяется ли окраска растворов?

В обе пробирки внести по кусочку гранулированного цинка. Какой газ выделяется в пробирках?

Что происходит в пробирке с раствором перманганата калия при действии молекулярного и атомарного (в момент выделения) водорода? Написать уравнение реакции восстановления перманганата калия в кислой среде. Что происходит в пробирке с раствором хлорида железа при действии молекулярного и атомарного водорода? Написать уравнение реакции.

Чем объясняется различие в восстановительной способности молекулярного и атомарного водорода?

6.3. Каталитическое разложение пероксида водорода

Выполнение работы. Внести в пробирку 6-7 капель насыщенного раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и, слегка подогрев на пламени горелки, добавить 2 капли 30%-ного раствора пероксида водорода. Наблюдать почернение раствора вследствие образования промежуточных соединений типа $\text{K}_2[\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \text{H}_2\text{O}_2]$. Через 1-2 мин происходит бурное разложение промежуточных соединений с выделением кислорода. Внести в пробирку тлеющую лучинку. Что наблюдается?

По окончании реакции вновь появляется оранжевая окраска, характерная для катализатора – бихромата калия.

Написать уравнение реакции разложения пероксида водорода. К какому типу окислительно-восстановительных реакций относится она относится?

6.4. Окислительные и восстановительные свойства пероксида водорода

а) Окисление сульфида свинца

Выполнение работы. К 3-4 каплям раствора нитрата свинца добавить 1-2 капли сероводородной воды. Что наблюдается? В эту же пробирку внести 3-4 капли 10%-ного раствора пероксида водорода и наблюдать изменение цвета осадка вследствие перехода сульфида свинца в белый малорастворимый сульфат свинца. Написать уравнение реакции.

б) Окисление йодида калия

Выполнение работы. Поместить в пробирку 3-4 капли раствора йодида калия, 1 каплю 2 н. раствора серной кислоты и 1 каплю 3%-ного раствора пероксида водорода. Наблюдать изменение цвета раствора. Для какого вещества характерна появившаяся окраска? Написать уравнение реакции.

в) Восстановление оксида ртути(II)

Выполнение работы. Поместить в пробирку 3-4 капли раствора нитрата ртути(II) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ и добавить столько же 2 н. раствора щелочи до выпадения осадка оксида ртути(II). Отметить цвет осадка. Добавить 4-5 капель 3%-ного раствора пероксида водорода и наблюдать изменение цвета осадка

вследствие образования взвешенных частиц металлической ртути. Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции.

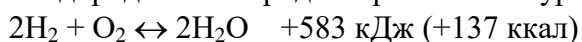
КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

1. Какая особенность атома водорода не позволяет однозначно решить, в какой группе периодической системы он должен находиться?

2. По какой причине соединения H^+ не могут быть ионными?

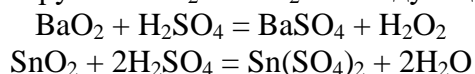
3. Какие виды молекул могут образовать атомы водорода?

4. Взаимодействие водорода с кислородом протекает по уравнению:



В каком направлении сместится это равновесие: а) при повышении давления; б) при понижении температуры?

5. Серная кислота реагирует с BaO_2 и SnO_2 по следующим уравнениям:



На основании этих реакций построить графические формулы BaO_2 и SnO_2 и дать их названия.

6. Написать уравнения реакций взаимодействия H_2O_2 :

а) с йодидом калия в присутствии соляной кислоты;

б) с хлором;

в) с сульфидом свинца при образовании сульфата свинца.

Окислителем или восстановителем является пероксид водорода в каждой из этих реакций?

7. При взаимодействии с какими веществами пероксид водорода проявляет восстановительные свойства?

1) $KMnO_4$; 2) H_2S ; 3) HgO ; 4) PbO_2 ; 5) KI .

8. Сколько молей содержится в 1 л воды при $4^\circ C$.

7. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Приборы и реактивы. Термостат, термометр, стеклянные палочки, пипетки капельные, фильтровальная бумага, шпатель, сульфат натрия (кристаллический), карбонат кальция (мел); растворы йодата натрия, тиосульфата натрия, серной кислоты, крахмального клейстера, хлорида железа(III), роданида калия, перманганата калия, сульфата меди.

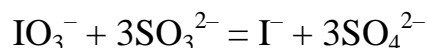
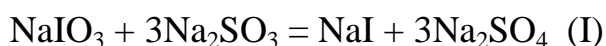
7.1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции

а) Взаимодействие йодата натрия с сульфитом натрия

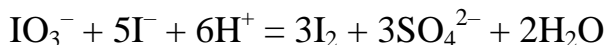
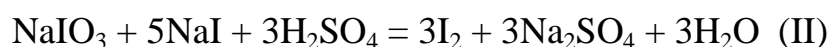
Процесс окисления сульфита натрия йодатом натрия выражается общим уравнением:



Указанная реакция протекает ступенчато по уравнениям:



После полного окисления сульфита натрия (конец первой реакции) образовавшийся йодид натрия вступает во взаимодействие с непрореагировавшим йодатом натрия:



Выделяющийся молекулярный йод образует с присутствующим в растворе крахмалом соединение, окрашивающее раствор в синий цвет. Появление синей окраски указывает на начало второй реакции и конец первой. Так как реакция окисления сульфита йодатом протекает довольно медленно, время ее протекания можно измерить с помощью секундомера, считая началом реакции момент приливания сульфита натрия к раствору йодата, а концом – появление синей окраски.

Выполнение работы. В двух сухих пробирках приготовить одинаковые объемы растворов йодата натрия различной концентрации. Для этого в первую пробирку внести 4 капли 0,02 н. раствора йодата натрия и 12 капель дистиллированной воды, во вторую пробирку 8 капель этого же раствора йодата натрия и 8 капель воды. Таким образом, концентрация йодата натрия во втором случае будет в 2 раза больше, чем в первом. Если условно обозначить молярную концентрацию йодата в пробирке № 1 c моль, то в пробирке № 2 будем иметь концентрацию $2c$ моль.

Два микрошпателя сульфита натрия внести в пробирку и растворить в 10 каплях воды. В раствор добавить 10 капель свежеприготовленного крахмала и 2 капли 2 н. серной кислоты. Смесь размешать стеклянной палочкой. Включить секундомер. Внести 2 капли приготовленной восстановительной смеси в пробирку № 1. Считая удары секундной палочки, измерить время от

момента добавления восстановительной смеси до появления в растворе синей окраски.

Также внести две капли восстановительной смеси в пробирку № 2, считая удары секундной палочки. Сопоставить различие в концентрации йодата натрия с различием времени течения реакции (появления синей окраски) в пробирках № 1 и № 2.

Данные опыта записать в таблицу, в которой указать номер пробирки, концентрацию йодата натрия в условных единицах и время протекания реакции. Записать соответствующий вывод.

№ пробирки	Число капель NaIO ₃	Число капель H ₂ O	Число капель восстановительной смеси	Общий объем раствора (число капель)	Концентрация NaIO ₃	Время течения реакции <i>t</i>	Скорость реакции 1/ <i>t</i>
1	4	12	2	18	<i>c</i>		
2	8	8	2	18	2 <i>c</i>		

б) Взаимодействие йодида калия с хлоридом железа(III)

Реакция йодида калия с хлоридом железа(III) протекает по уравнению:



Выполнение работы. Приготовить три раствора йодида калия различной концентрации. Для этого в три сухие пробирки внести: в первую – 4 мл раствора йодида калия, во вторую – 2 мл раствора йодида калия и 2 мл воды, в третью – 1 мл раствора йодида калия и 3 мл воды. Таким образом, концентрация KI в моль будет: в пробирке № 1 – *c* моль, в пробирке № 2 – 0,5*c* моль, в пробирке № 3 – 0,25*c* моль. Во все три пробирки внести по 2 мл свежеприготовленного крахмала.

Включить секундомер. В пробирку №1 добавить 2 мл раствора хлорида железа(III). Считая удары секундной палочки, измерить время появления синей окраски. Также добавить по 2 мл раствора хлорида железа(III) в пробирки № 2 и № 3; считать удары секундной палочки до появления синей окраски.

№ пробирки	Объем KI, мл	Объем H ₂ O, мл	Объем крахмала, мл	Объем FeCl ₃ , мл	Концентрация KI	Время течения реакции <i>t</i>	Скорость реакции 1/ <i>t</i>
1	4	0	2	2	<i>c</i>		
2	2	2	2	2	0,5 <i>c</i>		
3	1	3	2	2	0,33 <i>c</i>		

Данные опыта занести в таблицу. Начертить график зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. На оси абсцисс отло-

жить в определенном масштабе относительные концентрации йодида калия, на оси ординат – соответствующие им скорости.

7.2. Влияние температуры на скорость реакции

Процесс взаимодействия тиосульфата натрия и серной кислоты выражается уравнением:



В результате реакции наблюдается опалесценция, которая происходит вследствие выделения серы в свободном виде.

Выполнение работы. Три стаканчика емкостью по 200-250 мл наполнить на 2/3 водой. Стаканчик № 1 оставить на столе при комнатной температуре. Температуру воды измерять термометром. Стаканчики № 2 и № 3 поставить на асбестированные сетки, помещенные на кольца штатива. Под каждую сетку поставить горелку. Нагреть воду в стаканчике № 2 на 10 °С выше температуры воды в стаканчике № 1, а в стаканчике № 3 – на 10 °С выше, чем в стаканчике № 2. Каждый стаканчик покрыть крышкой с тремя отверстиями. В одно из отверстий вставить термометр, конец которого опустить в воду, в другое отверстие – пробирку с 2 н. раствором серной кислоты, в третье – пробирку с 10 каплями 1 н. раствора тиосульфата натрия.

Через 10-15 мин включить секундомер. Не вынимая пробирку с тиосульфатом из стаканчика № 1, добавить в нее одну каплю 2 н. серной кислоты из пробирки, находящейся в том же стаканчике. Измерить время от момента добавления кислоты до появления заметной опалесценции.

Повторить опыт с раствором тиосульфата натрия в стаканчиках № 2 и № 3. Произвести отсчет времени реакции по секундомеру, как и в первом случае.

Полученные данные занести в следующую таблицу:

№ наблюдения	Температура опыта, °С	Время течения реакции t	Скорость $1/t$
1			
2			
3			

Сделать вывод о зависимости скорости химической реакции от температуры.

7.3. Влияние катализатора на скорость реакции

Выполнение работы. В две пробирки внести по 10 капель 0,5 н. раствора роданида калия и по 1 капле 0,5 н. раствора хлорида железа(III). Что наблюдается? В одну из пробирок добавить 1 каплю 1 н. раствора сульфата меди. В обе пробирки внести по 10 капель тиосульфата натрия. Наблюдать различную скорость обесцвечивания растворов, которое происходит вследствие восстановления железа(III) до железа(II) тиосульфатом натрия.

Отметить все наблюдаемое. Написать уравнения реакций:

а) взаимодействия хлорида железа(III) с роданидом калия;

б) восстановление железа(III) в железо(II) тиосульфатом натрия.

Какую окраску имеет $\text{Fe}(\text{SCN})_2$?

Что являлось катализатором в данном опыте?

7.4. Смещение химического равновесия обратимых реакций

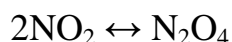
а) Влияние концентрации реагирующих веществ на смещение равновесия

Выполнение работы. В четыре конические пробирки внести по 5-7 капель 0,0025 н. растворов хлорида железа(III) и роданида калия. Растворы размещать стеклянной палочкой и поставить в штатив. Одну пробирку с полученным раствором сохранить для сравнения результатов опыта. В остальные пробирки добавить следующие реактивы: в первую – 1 каплю насыщенного раствора хлорида железа(III), во вторую – 1 каплю насыщенного раствора роданида калия, в третью – несколько кристалликов хлорида калия. Сравнить интенсивность окраски полученных растворов с интенсивностью эталона.

Записать свои наблюдения. Составить уравнение соответствующей обратимой реакции и написать выражение константы равновесия.

б) Влияние температуры на смещение равновесия

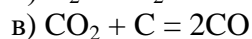
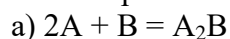
Выполнение работы. В цилиндрическую пробирку на 1/4 ее объема насыпать нитрата свинца и закрыть пробкой с изогнутой трубкой. Пробирку укрепить в штативе и осторожно нагреть ее на маленьком пламени горелки до полного разложения нитрата свинца. Выделяющимся диоксидом азота наполнить две сухие микроколбочки, опуская в них поочередно газоотводную трубку прибора. Наполненные газом колбочки соединить П-образной трубкой. Отметить бурый цвет диоксида азота. Приготовить два стаканчика: один – с горячей, другой – с холодной водой со льдом. Одновременно осторожно опустить в них обе микроколбочки. Наблюдать усиление окраски газа в горячей воде и обесцвечивание в холодной. В данном случае имеет место обратимая реакция полимеризации диоксида азота NO_2 бурого цвета, протекающая с образованием бесцветного димера азота N_2O_4 :



На основании принципа Ле-Шателье и данных опыта решить вопрос о тепловом эффекте прямой и обратной реакции.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

1. Написать выражение скорости реакций:



Как изменятся скорости реакций а) и б) при увеличении концентрации исходных веществ в два раза?

2. При некоторой температуре и давлении в сосуде емкостью 0,5 л находится 0,03 моль диоксида азота. Вычислить константу k_1 скорости прямой реакции, протекающей по уравнению $2\text{NO}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4$, если скорость при данных условиях равна 1,08 моль/(л·с).

Ответ: 300 л/(моль·с).

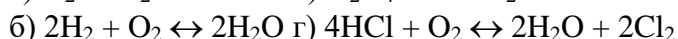
3. Константа скорости реакции $\text{A} + 2\text{B} = \text{AB}_2$ равна $2 \cdot 10^{-3}$ л/(моль·с).

а) Какова скорость v_1 указанной реакции в начальный момент, если концентрация вещества А равна концентрации вещества В и составляет 0,4 моль/л?

б) Какова будет скорость v_2 этой реакции через некоторое время t , если к этому моменту образуется 0,1 моль/л вещества AB_2 ?

Ответ: а) $v_1 = 1,28 \cdot 10^{-4}$ моль/(л·с); б) $v_1 = 2,4 \cdot 10^{-5}$ моль/(л·с).

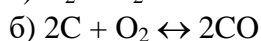
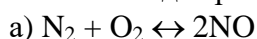
4. Как изменятся скорости прямых и обратных реакций:



если при неизменной температуре в одном случае уменьшить концентрацию каждого вещества в 2 раза, в другом – увеличить давление в 3 раза.

Написать выражение скорости каждой реакции и дать числовой ответ.

5. Как изменятся скорости реакций в прямом и обратном направлениях при увеличении объема системы в два раза при постоянной температуре:



Дать числовой ответ и указать в каждом случае, в каком направлении сместится равновесие.

6. Вычислить температурный коэффициент скорости некоторых реакций, если при повышении температуры:

а) от 10 до 50 °С скорость реакции увеличилась в 16 раз;

б) от 50 до 100 °С скорость реакции увеличилась в 1200 раз.

Ответ: а) 2; б) 4,13.

7. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 1,5. Во сколько раз увеличится скорость данной реакции при повышении температуры на 30 °С?

Ответ: в 3,4 раза.

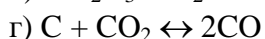
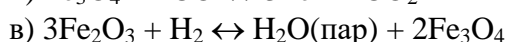
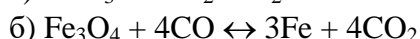
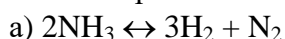
8. При повышении температуры на 10 °С скорость некоторой реакции увеличилась в 2 раза. Во сколько раз увеличится скорость этой же реакции при повышении температуры на 50 и на 100 °С?

Ответ: в 32 раза и 1024 раза.

9. На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 81 раз, если температурный коэффициент скорости равен 3.

Ответ: на 40 °С.

10. Написать выражение констант равновесия для реакций:



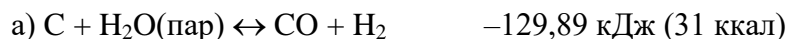
В каком направлении сместится равновесие в каждом случае при увеличении давления?

11. В каком направлении сместится равновесие следующих обратимых реакций:



при понижении температуры; при понижении давления?

12. Действием каких факторов можно сместить равновесие указанных реакций вправо?



13. Вычислить константу равновесия K реакции $2HBr \leftrightarrow H_2 + Br_2$, если первоначальная масса бромистого водорода равна 0,809 г, а к моменту равновесия прореагировало 5% исходного вещества.

Ответ: $K = 0,9 \cdot 10^{-4}$.

14. В сосуд объемом 0,5 л было помещено 0,5 моль водорода и 0,5 моль азота. При некоторой температуре к моменту равновесия образовалось 0,02 моль аммиака. Вычислить константу равновесия данной системы.

Ответ: $K = 1,97 \cdot 10^{-3}$.

15. В сосуде объемом 0,5 л протекает реакция $CH_4 + H_2O(\text{пар}) \leftrightarrow CO + 3H_2$. Вычислить константу равновесия данной системы, если первоначальные количества реагирующих веществ в данном объеме были следующие: $CH_4 - 0,8 \text{ г}$; $H_2O - 0,9 \text{ г}$; $CO - 1,4 \text{ г}$; $H_2 - 0,1 \text{ г}$ и если к моменту равновесия прореагировало 50% метана.

Ответ: $K = 9,37 \cdot 10^{-1}$.

16. При некоторой температуре состав равновесной смеси в объеме 10 л был следующий: $CO - 11,2 \text{ г}$; $Cl_2 - 14,2 \text{ г}$; $COCl_2 - 19,8 \text{ г}$.

Вычислить константу равновесия реакции $CO + Cl_2 \leftrightarrow COCl_2$ при данных условиях.

Ответ: $K = 25$.

17. Вычислить константу равновесия реакции $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$, если при некоторой температуре и давлении в сосуд объемом 10 л введено 1,4 г азота и 1 г водорода. К моменту равновесия образовалось 0,85 г аммиака.

Ответ: $K = 6,9$.

18. Константа равновесия реакции $2NO_2 \leftrightarrow N_2O_4$ при некоторой температуре равна 0,3. Вычислить концентрации компонентов системы при наступлении равновесия, если первоначальная концентрация NO_2 равна 9,2 г/л.

Ответ: $[NO_2] = 0,18 \text{ моль/л}$; $[N_2O_4] = 0,01 \text{ моль/л}$.

19. Определить исходные концентрации азота и водорода в моль/л и в г/л, если при наступлении равновесия системы $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ концентрации веществ были: азота – 0,5 моль/л, водорода – 0,3 моль/л, аммиака – 2 моль/л.

Ответ: $N_2 - 1,5 \text{ моль/л}$; 42 г/л; $H_2 - 3,3 \text{ моль/л}$; 6,6 г/л.

20. При некоторой температуре в закрытом сосуде были смешаны 21,2 моль водорода и 5,23 моль иода. Определить состав равновесной смеси (в моль/л), если константа равновесия реакции $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$ при данных условиях равна 50.

Ответ: $H_2 = 16 \text{ моль/л}$; $I_2 = 0,13 \text{ моль/л}$; $HI = 10,2 \text{ моль/л}$.

8. КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ И РАСТВОРИМОСТЬ

Приборы и реактивы. Техно-химические весы и разновес, сушильный шкаф, ареометр, термометр, мензурки емкостью 50, 25, 15 и 10 мл, колбы конические, колбы мерные 50 и 100 мл, пипетки емкостью 3 и 5 мл, бюретка емкостью 100 мл, стекло часовое, воронка диаметром 3-4 см, едкий натр, бихромат калия, йод кристаллический, сульфат натрия (кристаллогидрат), растворы серной кислоты, гидроксида натрия, тиосульфата натрия, крахмал, йодная вода.

8.1. Приготовление растворов различной концентрации

а) Приготовление 5%-ного раствора бихромата калия

Выполнение работы. Рассчитать, какое количество бихромата калия $K_2Cr_2O_7$ нужно взять для приготовления 50 г 5%-ного раствора. Какой объем вод следует при этом взять? На техно-химических весах (с точностью 0,02 г) определить массу часового стекла и взвесить на нем вычисленное количество бихромата калия. Отмерить мензуркой необходимый объем дистиллированной воды. Навеску бихромата перенести в стаканчик емкостью 100 мл, при этом стеклышко обмыть над стаканом небольшим количеством воды из мензурки. Оставшуюся в мензурке воду перелить в стакан по стеклянной палочке. Смесь перемешать до полного растворения кристаллов соли и налить в цилиндр емкостью 50-60 мл до 4/5 его объема. Определить плотность приготовленного раствора ареометром.

Все расчеты и результаты взвешивания записать в лабораторный журнал. По плотности (см. Приложение, табл. 4) найти процентную концентрацию бихромата в растворе. Установить величину расхождения найденной концентрации с заданной. Вычислить молярность раствора.

б) Приготовление 0,1 н. и 0,1 М растворов сульфата натрия

Выполнение работы. Рассчитать сколько граммов сульфата натрия $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ нужно взять для приготовления 50 мл 0,1 н. или 0,1 М раствора Na_2SO_4 . Отвесить на технохимических весах вычисленное количество на часовом стекле. В мерную колбу емкостью 50 мл (рис.) вставить воронку с обрезанным концом. Перенести в нее навеску соли. Небольшим количеством дистиллированной воды из промывалки обмыть над воронкой часовое стекло и смыть всю соль в колбу. Постепенно добавляя воду и перемешивая жидкость легким круговым движением колбы, добиться полного растворения сульфата натрия. Объем воды при этом не должен превышать 2/3 объема колбы. После растворения всей соли добавить воду до метки. Последние порции воды следует прибавлять по каплям из пипетки. Уровень жидкости определять по нижнему уровню мениска над меткой.

Плотно закрыть колбу пробкой и перемешать раствор, несколько раз перевернув колбу вверх дном.

Приготовленный раствор перелить в цилиндр, измерить ареометром его плотность и по плотности найти процентное содержание соли в растворе.

Записать в журнал расчет и методику приготовления раствора. Вычислить ожидаемую процентную концентрацию и сравнить с фактически полученной по плотности раствора. Раствор сдать лаборанту.

в) Приготовление раствора заданной концентрации смешением растворов более высокой и более низкой концентрации

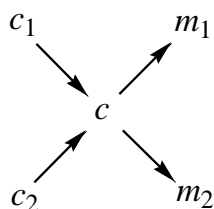
Выполнение работы. Приготовить 200 мл 10%-ного раствора гидроксида натрия, имея в своем распоряжении 30%-ный и 5%-ный растворы NaOH (гидроксид натрия может быть заменен любым другим веществом).

Выписать из табл. 6 Приложения плотности приготавливаемого и исходных растворов NaOH, зная их процентные концентрации. Рассчитать объемы исходных 30%-ного и 5%-ного растворов двумя способами.

Первый способ расчета. Вычислить массу 200 мл подлежащего приготовлению 10%-ного раствора и массу NaOH, содержащегося в нем. Обозначив через x мл объем 30%-ного и через y мл – 5%-ного растворов, составить расчетные формулы для вычисления масс исходных растворов и масс NaOH, содержащегося в них.

Составить два уравнения с двумя неизвестными, приравняв в первом из них сумму масс исходных растворов массе изготавливаемого раствора, во втором – сумму масс NaOH в исходных растворах по масс NaOH в изготавливаемом растворе. Решив систему составленных уравнений, найти значения x и y , соответствующие объемам в мл 30%-ного и 5%-ного растворов, необходимые для приготовления 200 мл 10%-ного раствора.

Второй способ расчета. Этот способ известен под названием «правила креста» из-за внешнего вида схематического оформления расчета:



где c – процентная концентрация изготавливаемого раствора; c_1 и c_2 – соответственно более высокая и более низкая процентные концентрации исходных растворов (в случае чистой воды $c_2 = 0$); m_1 и m_2 – соответственно массы исходных растворов более высокой и более низкой концентрации, устанавливающие соотношения, в которых следует смешивать исходные растворы: $m_1 = c - c_2$; $m_2 = c_1 - c$.

Составить схему расчета по «правилу креста» и вычислить массы исходных растворов применительно к условиям опыта.

Пользуясь плотностями, найти объемные отношения исходных растворов (в мл):

$$V_{30\%} : V_{5\%} = a : b$$

Вычислить объемы исходных растворов (мл), необходимые для приготовления 200 мл 10%-ного раствора по формулам:

$$V_{30\%} = \frac{200a}{a+b}; \quad V_{5\%} = \frac{200b}{a+b};$$

Результаты расчетов, выполненных двумя способами, не должны отличаться более, чем на ± 1 мл.

Отмерить вычисленные объемы исходных растворов, слить в колбу на 200 мл, закрыть колбу пробкой и тщательно перемешать раствор, перевернув колбу несколько раз вверх дном. Отлить часть раствора в цилиндр, измерить ареометром плотность приготовленного раствора и по табл. 6 Приложения найти его процентную концентрацию.

Записать в журнал все расчеты, а также измеренную плотность и практически полученную концентрацию приготовленного раствора.

8.2. Определение растворимости бихромата калия

Выполнение работы. Отвесить на техно-химических весах около 2 г растертого в порошок бихромата калия $K_2Cr_2O_7$ и пересыпать его в стаканчик емкостью 50 мл. Туда же налить 10 мл дистиллированной воды. Поставить стаканчик на сетку и нагревать до полного растворения соли. Охладить полученный прозрачный раствор до комнатной температуры.

Что происходит при охлаждении раствора? Объяснить наблюдаемое явление.

Когда выпавшие кристаллы соли полностью осядут на дно стакана и раствор над ними станет совершенно прозрачным, небольшим количеством этого раствора (около 2 мл) сполоснуть сухую широкую пробирку емкостью 10 мл и слить в нее раствор, тщательно следя за тем, чтобы кристаллы туда не попали. Измерить температуру раствора.

Можно ли считать этот раствор насыщенным при данной температуре?

Взвесить бюкс на техно-химических весах. Сухой пипеткой отобрать из пробирки 3 мл раствора и отмеренный объем раствора перенести в бюкс. Взвесить бюкс с раствором, затем поместить его в сушильный шкаф и держать там при температуре около $90\text{ }^\circ\text{C}$ до полного удаления воды. Увеличить температуру до $150\text{ }^\circ\text{C}$ и сушить соль в течении 30 мин. После этого охладить бюкс с солью в эксикаторе до комнатной температуры и взвесить. Повторить операцию высушивания при $150\text{ }^\circ\text{C}$ и снова взвесить бюкс с солью. Определение следует считать законченным, если результаты двух последовательных взвешиваний будут отличаться друг от друга не более чем на 0,02 г.

Данные опыта записать по приведенной ниже форме:

температура насыщенного раствора, t , $^\circ\text{C}$;

объем насыщенного раствора, взятый для определения растворимости, V , мл;

масса бюкса, m_1 , г;

масса бюкса с раствором, m_2 , г;

масса раствора бихромата, $m_3 = m_2 - m_1$, г;

масса бюкса с сухой солью, m_4 , г (взвешивание, m_4' , г; взвешивание m_4'' , г);

масса сухого бихромата, $m_5 = m_4 - m_1$, г;

На основании полученных данных вычислить концентрацию насыщенного раствора (растворимость) бихромата в % и в моль/л, а также плотность раствора.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

1. К 500 мл 28%-ного раствора аммиака плотностью $0,9 \text{ г/см}^3$ прибавили 1 л воды. какова концентрация (в масс.%) и молярность аммиака в полученном растворе?

Ответ: 8,69%; 4,9 М.

2. Какой объем воды нужно прибавить к 500 мл 4%-ной азотной кислоты плотностью $1,25 \text{ г/см}^3$ для получения 10%-ной кислоты? Какова молярность полученного раствора?

Ответ: 1,88 л; $\sim 0,17 \text{ М}$.

3. Смешали 2 л 60%-ной серной кислоты ($\rho = 1,5 \text{ г/см}^3$) с 3 л 14%-ного раствора ее ($\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$). Найти процентную концентрацию кислоты в полученном растворе.

Ответ: 35,9%.

4. Сколько каждого вещества нужно взять для приготовления следующих растворов:

- а) 2 л 0,5 М раствора AlCl_3 ;
- б) 2 л 0,5 н. раствора AlCl_3 ;
- в) 400 мл 0,2 М раствора Na_2CO_3 из $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$;
- г) 400 мл 0,2 н. раствора Na_2CO_3 из $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$;

Ответ: а) 133,5 г; б) 44,5 г; в) 22,88 г; г) 11,44 г.

5. Определить молярность и нормальность следующих растворов:

- а) 70%-ной серной кислоты плотностью $1,6 \text{ г/см}^3$;
- б) 40%-ного раствора NaOH плотностью $1,4 \text{ г/см}^3$;
- в) 20%-ного раствора H_3PO_4 плотностью $1,1 \text{ г/см}^3$.

Ответ: а) 11,4 М; 22,8 н.; б) 14,0 М; 14,0 н.; в) 2,3 М; 6,9 н.

6. Определить концентрацию (в %):

- а) 4,9 н. раствора H_2SO_4 плотностью $1,15 \text{ г/см}^3$;
- б) 0,9 М раствора HNO_3 плотностью $1,03 \text{ г/см}^3$;
- в) 4 н. раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ плотностью $1,21 \text{ г/см}^3$.

Ответ: а) 20,9%; б) 5,5%; в) 21,6%.

7. На нейтрализацию 20 мл раствора серной кислоты израсходовано 25 мл 0,05 н. раствора NaOH . Найти нормальность и титр раствора серной кислоты.

Ответ: 0,06 н.; 0,003 г/мл.

8. Какой объем 0,1 н. раствора щелочи пойдет на нейтрализацию 10 мл 10%-ного раствора азотной кислоты плотностью $1,056 \text{ г/см}^3$?

Ответ: 167,6 мл.

9. На нейтрализацию 25 мл соляной кислоты неизвестной концентрации пошло 30 мл 0,1 н. раствора NaOH . Вычислить нормальность и молярность, а также титр раствора соляной кислоты.

Ответ: 0,12 н.; 0,12 М и $4,38 \cdot 10^{-3} \text{ г/мл}$.

10. На нейтрализацию 25 мл раствора NaOH пошло 0,01575 г шавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Определить нормальность, молярность и титр раствора гидроксида натрия.

Ответ: 0,01 н.; 0,01 М и 0,0004 г/мл.

11. На осаждение гидроксида железа (III) из 15 мл раствора трихлорида железа пошло 10 мл 0,1 н. щелочи. Вычислить концентрацию иона Fe^{3+} в исследуемом растворе в моль/л и г/л.

Ответ: 0,022 моль/л; 1,241 г/л.

12. 60 г неэлектролита растворено в 1500 г воды. Раствор замерзает при $-1,86 \text{ }^\circ\text{C}$. Какова масса 1 моль растворенного вещества? ($K_{\text{кр}}(\text{H}_2\text{O}) = 1,86 \text{ }^\circ\text{C}$).

9. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

Приборы и реактивы. Прибор для сравнения электропроводности растворов, стакан емкостью 50 мл, сахар (порошок), хлорид натрия, йодид калия, нитрат калия, мрамор (мелкие кусочки), ацетат натрия, хлорид аммония, цинк, индикаторы, растворы соляной кислоты, уксусной кислоты, едкого натра, аммиака, сульфат магния, хлорид алюминия, силикат натрия, сульфат никеля, сульфат цинка.

9.1. Сравнение электропроводности растворов некоторых электролитов

Выполнение работы. Угольные электроды, укрепленный на деревянной дощечки, опустить в стакан емкостью 50 мл и включить их в цепь последовательно с электрической лампочкой. Вставить вилку в штепсель.

В стакан с электродами налить 20-30 мл дистиллированной воды. Загорается ли лампочка? Проводит ли вода электрический ток?

Внести в стакан с водой 4-5 микрошпателей измельченного сахара. Является ли проводником раствор сахара? Перенести электроды в стакан с дистиллированной водой и промыть их.

В сухой стакан насыпать поваренную соль так, чтобы она покрыла дно стакана. Опустить в соль электроды. Проводит ли ток сухая соль? Прилить из промывалки 20-30 мл дистиллированной воды. Что наблюдается? Промыть электроды в стакане с дистиллированной водой.

Объяснить, почему раствор соли является проводником тока, хотя чистая вода и сухая соль, взятые в отдельности, тока не проводят.

В четыре стакана емкостью 50 мл каждый налить по 20-30 мл 0,1 н. растворов: в первый – соляной кислоты, во второй – едкого натра, в третий – уксусной кислоты, в четвертый – аммиака.

Испытать электропроводность этих растворов, погружая в них электроды. После каждого испытания промывать электроды в стакане с дистиллированной водой. Во время опыта следить за накалом лампочки и по степени ее накала сделать качественный вывод о силе исследуемых кислот и оснований.

Последние два раствора (уксусной кислоты и аммиака) слить вместе и испытать электропроводность полученного раствора. Объяснить разницу в степени накала лампочки в этом случае и в случае прохождения тока через уксусную кислоту и раствор аммиака, взятые отдельно.

Описать наблюдаемые явления и объяснить их.

9.2. Сравнение химической активности кислот

а) Взаимодействие соляной и уксусной кислот с мрамором

Выполнение работы. В одну пробирку внести 3-4 капли 2 н. раствора уксусной кислоты, в другую – столько же 2 н. раствора соляной кислоты. Выбрать два приблизительно одинаковых по величине кусочка мрамора и бросить по одному в каждую пробирку. Какой газ выделяется?

В какой пробирке процесс идет более энергично? Написать молекулярные и ионные уравнения реакций. От концентрации каких ионов зависит скорость выделения газа? В растворе какой кислоты концентрация этих ионов больше?

Сделать вывод об относительной силе исследованных кислот.

б) Взаимодействие соляной и уксусной кислот с цинком

Выполнение работы. В одну пробирку до 1/3 ее объема налить 2 н. раствор соляной кислоты, в другую – столько же 2 н. раствора уксусной кислоты. Выбрать два одинаковых по величине кусочка цинка. В каждую пробирку бросить по одному кусочку.

В каком случае водород выделяется более энергично? Написать ионные уравнения реакций. Объяснить наблюдаемое различие в скорости реакций.

9.3. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов

а) Влияние соли слабой кислоты на диссоциацию этой кислоты

Выполнение работы. В две пробирки внести по 5-7 капель 0,1 н. раствора уксусной кислоты. В каждую пробирку прибавить каплю метилового оранжевого. Под влиянием каких ионов метиловый оранжевый принимает розовую окраску? Одну пробирку с уксусной кислотой оставить в качестве контрольной, а в другую внести 3-4 микрошпателя ацетата натрия и перемешать раствор стеклянной палочкой. Сравнить окраску полученного раствора с окраской раствора в контрольной пробирке. На изменение концентрации каких ионов указывает изменение окраски метилового оранжевого?

Написать уравнение диссоциации уксусной кислоты и выражение константы ее диссоциации. Объяснить, как смещается равновесие диссоциации кислоты при добавлении к ней ацетата натрия. Как меняются при этом степень диссоциации уксусной кислоты и концентрация ионов H^+ ?

б) Влияние соли слабого основания на диссоциацию этого основания

Выполнение работы. В две пробирки внести по 5-7 капель 0,1 н. раствора аммиака. В каждую пробирку прибавить одну каплю раствора фенолфталеина. Под влиянием, каких ионов фенолфталеин принимает красную окраску?

Одну пробирку с раствором аммиака оставить в качестве контрольной, а в другую добавить 3-4 микрошпателя хлорида аммония и перемешать раствор стеклянной палочкой. Сравнить окраску полученного раствора с окраской раствора в контрольной пробирке.

Написать схему равновесия в растворе аммиака. Как смещается равновесие в этом растворе при добавлении к нему хлорида аммония? Почему при этом окраска фенолфталеина бледнеет?

9.4. Образование малорастворимых электролитов

а) Условия выпадения осадка

Выполнение работы. В две пробирки внести по 2-3 капли раствора сульфата железа(II). В одну из них добавить такой же объем сероводородной воды, а в другую – раствор сульфида аммония. В каком случае выпадет осадок?

Написать ионное уравнение реакции. При каких условиях выпадет осадок? Пользуясь правилом произведения растворимости, объяснить выпадения осадка сульфида железа в одном случае и его отсутствие в другом.

б) Дробное осаждение

Выполнение работы. В двух пробирках получить отдельно хлорид и хромат серебра взаимодействием растворов хлорида и хромата калия с нитратом серебра (по 2-4 капли). Написать ионные уравнения реакций, отметить цвета осадков и записать величину произведения растворимости для хлорида и хромата серебра. Какая соль менее растворима? Какое вещество будет выпадать в первую очередь? Проверить предположение опытом. Для этого внести в одну пробирку по 2-3 капли растворов хлорида и хромата калия, добавить 5-6 капель воды и перемешать раствор стеклянной палочкой. Осторожно, по каплям (1-2 капли) прибавлять в него раствор нитрата серебра. Что наблюдается? С какими ионами в первую очередь реагируют ионы серебра? Какое вещество при этом образуется? Добавить в раствор еще несколько капель нитрата серебра. Наблюдается ли образование нитрата серебра? Отметить начало его образования при дальнейшем увеличении концентрации ионов серебра.

Описать наблюдаемые явления. Написать уравнения протекающих реакций. Объяснить последовательность образования осадков в данном опыте, учитывая величины произведений растворимости хлорида и хромата серебра.

в) Сравнительная полнота осаждения малорастворимых электролитов

Выполнение работы. Получить осадок оксалата бария взаимодействием растворов хлорида бария (4 капли) и оксалата аммония (6 капель). Дать раствору отстояться или фильтровать его через бумажный фильтр, вложенный в воронку. Прозрачный фильтрат перенести пипеткой в две чистые пробирки по 3-4 капли в каждую. В одну из них добавить 1-2 капли раствора оксалата аммония, чтобы убедиться в полноте осаждения ионов бария по отношению к ионам оксалата аммония ($C_2O_4^{2-}$). В другую пробирку добавить 3-4 капли раствора хромата калия. Какое вещество выпадет в осадок?

Написать ионные уравнения протекающих реакций. Записать величины произведений растворимости оксалата и хромата бария (см. Приложение, табл. 9) и объяснить образования осадка $BaCrO_4$ после удаления из растворов ионов Ba^{2+} в виде BaC_2O_4 . Каким из примененных реактивов наиболее полно удаляют ионы бария из раствора?

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

1. В 2 л раствора содержится 0,1 моль слабого бинарного электролита. Из них 0,004 моль находится в виде ионов. Найти константу диссоциации, степень диссоциации и изотонический коэффициент.

Ответ: $K = 8,3 \cdot 10^{-5}$; $\alpha = 4\%$; $i = 1,04$.

2. Константа диссоциации муравьиной кислоты при равна $1,8 \cdot 10^{-4}$ (18 °С). Найти степень диссоциации НСООН при данной температуре и концентрацию ионов H^+ в 0,04 н. растворе. Выразить концентрацию водорода в молях на 1 л и в г/мл.

Ответ: $\alpha = 6,7\%$; $[H^+] = 2,68 \cdot 10^{-3}$ моль/л или $2,68 \cdot 10^{-6}$ г/мл.

3. Определить изотонический коэффициент i и концентрацию ионов NO_3^- в молях и граммах на 1 л в 0,04 н. растворе $Mg(NO_3)_2$, если кажущаяся степень диссоциации соли равна 64%.

Ответ: $i = 2,28$; $[NO_3^-] = 0,0256$ моль/л или 1,59 г/л.

4. Вычислить концентрацию Na_2SO_4 в растворе (в моль/л и г/л), считая, что кажущаяся степень диссоциации составляет 70%, а концентрация иона Na^+ равна 0,644 г/л.

Ответ: 0,02 моль/л; 2,84 г/л.

5. Определить концентрацию ионов хлора и ионов кальция в 0,3 н. растворе хлорида кальция. Выразить указанные концентрации в молях на 1 л и в граммах на 1 мл раствора. Степень диссоциации соли принять равной 70%.

Ответ: $[Ca^{2+}] = 0,105$ моль/л или 0,0042 г/мл;
 $[Cl^-] = 0,21$ моль/л или 0,0075 г/мл.

6. При растворении 0,1 моль некоторого вещества в 5 л воды температура кипения воды повышается на 0,016 °С. Показать, что растворенное вещество является электролитом ($K_{36}(H_2O) = 0,52$ °С).

7. В 1 л раствора содержится 0,01 моль хлорида натрия. Осмотическое давление этого раствора при 0 °С равно 0,428 бар. Во сколько раз это давление больше, чем осмотическое давление в растворе сахара при той же молярной концентрации? Найти кажущуюся степень диссоциации соли.

Ответ: в 1,9 раза; 91%.

8. Найти температуру кипения раствора хлорида аммония, если в 200 г воды растворено 1,07 г NH_4Cl . Степень диссоциации соли принять равной 80% ($K_{36}(H_2O) = 0,52$ °С).

Ответ: 100,09 °С.

9. В 500 мл воды растворили 0,71 г Na_2SO_4 . Найти, при какой температуре начнет замерзать данный раствор. Степень диссоциации Na_2SO_4 принять равной 70% ($K_{кр}(H_2O) = 1,86$ °С).

10. Определить моляльную концентрацию бинарного электролита, если его водный раствор начинает замерзать при температуре $-0,298$ °С, а кажущаяся степень диссоциации равна 60%.

Ответ: 0,1 м.

11. Написать выражения констант диссоциации угольной кислоты (K_1 и K_2). Какая из этих величин меньше и почему?

12. Написать уравнения ступенчатой диссоциации сероводородной кислоты. В каком направлении будут смещаться эти равновесия при добавлении HCl и при добавлении $NaOH$?

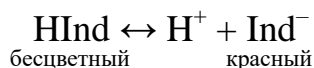
10. ИНДИКАТОРЫ. ОПРЕДЕЛЕНИЕ pH СРЕДЫ

Приборы и реактивы. Стаканчики емкостью 20-30 мл, стеклянные палочки, индикаторы – лакмус, фенолфталеин, метиловый оранжевый, метиловый красный, тимоловый синий, ализарин желтый, индиго-кармин, универсальная индикаторная бумага, растворы соляной кислоты, уксусной кислоты, едкого натра, аммиака, ацетата натрия, хлорида аммония.

10.1. Приближенное определение pH в водных растворах при помощи индикаторов

а) Окраска некоторых индикаторов в различных средах

Для определения pH среды применяют так называемые кислотно-основные индикаторы. Большинство из них представляют собой слабые органические кислоты или основания, недиссоциированные молекулы которых и их ионы сообщают раствору различную окраску. Например, в присутствии недиссоциированных молекул фенолфталеина раствор бесцветен, а ионы окрашивают раствор в красный цвет. Обозначив молекулу фенолфталеина, являющегося слабой кислотой, через HInd, диссоциация его в водных растворах выразится схемой:



Если к этому раствору прибавить какой-нибудь сильной кислоты (или внести фенолфталеин в раствор кислоты), равновесие диссоциации его сместится влево, H⁺-ионы сильной кислоты почти полностью свяжут окрашенные ионы Ind⁻ в бесцветные молекулы HInd и раствор обесцветится. Если же к этому раствору фенолфталеина прибавить щелочь (или внести фенолфталеин в раствор щелочи), то ее OH⁻-ионы будут связывать H⁺-ионы фенолфталеина, равновесие диссоциации последнего сместится вправо, в сторону увеличения ионов Ind⁻, и раствор окрасится в красный цвет.

Каждый индикатор меняет окраску раствора в *определенном, характерном для него интервале значений pH*, который называется *областью перехода индикатора*. Так, в присутствии фенолфталеина раствор бесцветен при pH ≤ 8, а при pH ≥ 10 имеет интенсивно красную окраску. Область перехода фенолфталеина лежит в интервале pH, равном 8 – 10, т.е. в щелочной среде. Форма индикатора, в которой он существует в растворах, имеющих pH меньше нижнего предела области перехода, называется его *кислотной формой*, а та форма, в которой существует индикатор при значениях pH выше верхнего предела области перехода, называется его *щелочной формой*. При значениях pH, лежащих внутри области перехода, окраска раствора получается смешанная.

Выполнение работы. Определить окраску кислотной и щелочной форм наиболее часто применяемых четырех индикаторов: метилоранжа, метилового красного, лакмуса и фенолфталеина. В четыре пронумерованные пробирки внести по 10 капель 0,1 н. раствора соляной кислоты; в другие четыре пробирки с теми же номерами – такой же объем 0,1 н. раствора гидрок-

сида натрия. Разместить пробирки в штативе таким образом, чтобы за пробиркой с кислотой следовала пробирка с тем же номером, содержащая щелочь. После этого в обе пробирки № 1 (с кислотой и со щелочью) добавить по одной капли индикатора метилоранжа, в пару пробирок № 2 – по одной капле метилового красного, в пробирки № 3 прибавить по 5 капель лакмуса, в последние две пробирки – по одной капле фенолфталеина.

Свои наблюдения по окраске кислотной и щелочной форм индикаторов записать по прилагаемой ниже форме, где ужю проставлены интервалы рН областей перехода каждого индикаторов и окраска его в этой области.

Наименование индикатора	рН области перехода	Окраска индикатора		
		кислотной формы	в области перехода	щелочной формы
Метиловый оранжевый	3,1 – 4,4		оранжевая	
Метиловый красный	4,4 – 6,2		оранжевая	
Лакмус	5,0 – 8,0		фиолетовая	
Фенолфталеин	8,0 – 10,0		розовая	

Область перехода какого из исследованных индикаторов находится ближе всего к нейтральной среде? Какие индикаторы имеют область перехода в кислой среде? В щелочной?

б) Определение рН раствора при помощи универсального индикатора

Для приближенного определения рН удобно пользоваться так называемыми универсальными индикаторами, представляющими собой смеси нескольких индикаторов, изменяющими окраску раствора в широком интервале рН. Бумага, пропитанная универсальным индикатором и высушенная, называется универсальной индикаторной бумагой. К пачке такой бумаги прилагается цветная шкала, показывающая, какие окраски принимает индикаторная бумага при различных величинах рН нанесенного на нее раствора.

Выполнение работы. Получить раствор, рН которого требуется определить. При помощи пипетки перенести 2-3 капли этого раствора на индикаторную бумагу. Сравнить окраску еще сырого пятна. Полученного на бумаге, с цветной шкалой и выбрать на ней оттенок, наиболее близкий к цвету полученного пятна. На цветной шкале приводятся окраски, соответствующие целым значениям рН, поэтому, в случае необходимости, можно по промежуточной окраске пятна ориентировочно оценивать десятые доли рН. Сделать вывод о рН исследуемого раствора и указать реакцию среды.

в) Приготовление буферных растворов

В лабораторной практике и в ряде технологических процессов встречается необходимость проведения работы в растворах, способных сохранять рН практически постоянным, не изменяющимся от разбавления раствора и от добавления к нему некоторого количества (в определенных пределах) сильных

кислот и оснований. Такие растворы получили название *буферных растворов* или *буферных смесей*.

Выполнение работы. Приготовить ацетатный буферный раствор ($\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$), для чего поместить в небольшой стаканчик по 5 мл 0,1 М растворов уксусной кислоты и ацетата натрия и перемешать их стеклянной палочкой.

Во втором стаканчике приготовить таким же образом аммонийную буферную смесь ($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{Cl}$) из 0,1 М растворов аммиака и хлорида аммония.

Определить рН приготовленных растворов с помощью универсального индикатора.

Вычислить рН ацетатной смеси, исходя из следующих соображений. Соль CH_3COONa как сильный электролит можно считать полностью диссоциированной на ионы. Высокая концентрация CH_3COO^- -иона соли практически нацело подавляет диссоциацию уксусной кислоты. Вследствие этого равновесную концентрацию недиссоциированных молекул уксусной кислоты можно считать равной ее исходной молярной концентрации:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{равн}} = c_{\text{к-ты}},$$

а концентрацию CH_3COO^- -ионов в растворе равной молярной концентрации соли:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{р-р}} = c_{\text{соли}}.$$

Тогда константа диссоциации уксусной кислоты в буферном растворе будет иметь вид:

$$K_{\text{дисс. к-ты}} = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{[\text{H}^+]c_{\text{соли}}}{c_{\text{к-ты}}}$$

откуда

$$[\text{H}^+] = K_{\text{дисс. к-ты}} \frac{c_{\text{к-ты}}}{c_{\text{соли}}}$$

Логарифмируя полученное выражение и меняя знаки на обратные, получим формулу, позволяющую вычислить рН в буферных смесях из слабых кислот и их солей:

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{к-ты}} - \lg \frac{c_{\text{к-ты}}}{c_{\text{соли}}}.$$

В нашем случае $c_{\text{к-ты}} = c_{\text{соли}}$, поэтому $\lg(c_{\text{к-ты}}/c_{\text{соли}}) = 0$ и, следовательно, $\text{pH} = -\lg K_{\text{дисс. к-ты}}$. (Значение $K_{\text{дисс}}$ уксусной кислоты см. в табл. 8 Приложения.)

Вычислить по полученной формуле рН ацетатной буферной смеси и сравнить его с экспериментально определенной величиной.

Аналогичными рассуждениями определите формулу аммонийной буферной смеси.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

1. Что произойдет с ионным равновесием воды и степенью ее диссоциации при добавлении сильной кислоты или сильного основания? Как это отразится на концентрации H^+ и OH^- -ионов? Может ли в водном растворе концентрация ионов H^+ или OH^- стать равной нулю? Почему?

2. Рассчитать pH следующих растворов, считая, что HCl и NaOH диссоциируют полностью: а) 0,1 н. HCl; б) 0,05 н. HCl; в) 0,01 н. NaOH; г) 0,2 н. NaOH; д) 0,1 н. HCN (степень диссоциации принять равной 0,01%); е) 0,1 н. раствора аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (степень диссоциации принять равной 1%).

Ответ: а) 1; б) 1,3; в) 12; г) 13,3; д) 5; е) 11.

3. Рассчитать pH следующих растворов, пользуясь константами диссоциации соответствующих кислот и оснований (см. Приложение, табл. 8): а) 0,1 н. CH_3COOH ; б) 0,05 н. HCN; в) 0,001 н. HClO; г) 0,2 н. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$; д) 0,01 н. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Ответ: а) 3,87; б) 5,83; в) 5,25; г) 11; д) 10,62.

4. pH одного раствора равен 2, а другого 6. В литре какого раствора концентрация ионов H^+ больше и во сколько раз?

5. Рассчитать концентрацию ионов H^+ и pH в растворах, если концентрация OH^- -ионов (в моль/л) равна: а) 10^{-8} ; б) 10^{-11} ; в) 10^{-2} ; г) $4 \cdot 10^{-3}$.

6. Указать реакцию среды (кислая, нейтральная или щелочная) и найти концентрацию H^+ и OH^- -ионов в растворах (в моль/л), для которых pH равен: а) 3; б) 9; в) 7; г) 1,6; д) 10,5.

7. Вычислить молярную концентрацию одноосновной кислоты HA в растворе, если: а) pH = 4; $\alpha = 0,01$; б) pH = 3; $\alpha = 1\%$; в) pH = 5,8; $\alpha = 0,001$.

Ответ: а) 0,01 М; б) 0,1 М; в) 0,06 М.

8. Вычислить степень и константу диссоциации одноосновного основания MeOH в растворе, если: а) pH = 8, $c = 0,001$ моль/л; б) pH = 10, $c = 0,01$ моль/л; в) pH = 11,6, $c = 0,2$ моль/л.

Ответ: а) $\alpha = 0,1\%$; $K = 10^{-9}$; б) $\alpha = 1\%$; $K = 10^{-6}$; в) $\alpha = 2\%$; $K = 8 \cdot 10^{-5}$.

9. Определить pH в растворах двухосновных кислот H_2A , если а) $c = 1$ моль/л, $\alpha = 3\%$; б) $c = 0,1$ моль/л, $\alpha = 5\%$; в) $c = 0,05$ моль/л, $\alpha = 1\%$.

10. Вычислить pH 0,05 М раствора основания $\text{Me}(\text{OH})_2$, если $\alpha = 10\%$.

Ответ: pH = 12.

11. На сколько единиц увеличится или уменьшится pH формиатной буферной смеси ($\text{HCOOH} + \text{HCOONa}$): а) при увеличении концентрации соли в 100 раз; б) при уменьшении концентрации соли в 10 раз?

12. Вычислить pH буферных смесей, приготовленных сливанием равных объемов растворов: а) 0,1 М CH_3COOH и 0,1 М CH_3COONa ; б) 0,1 М CH_3COOH и 0,01 М CH_3COONa ; в) 0,001 М CH_3COOH и 0,1 М CH_3COONa .

Ответ: а) 4,76; б) 5,76; в) 2,76.

11. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Приборы и реактивы. Водяная баня, пробирки, ацетат натрия, карбонат натрия, карбонат аммония, хлорид калия, хлорид алюминия, сульфит натрия, ацетат аммония, индикаторы, растворы ацетат натрия, карбоната натрия, хлорида алюминия, хлорида магния, хлорида аммония.

11.1. Реакции среды в растворах различных солей

Выполнение работы. В семь пробирок до 1/3 их объема налить нейтральный раствор лакмуса. Одну пробирку оставить в качестве контрольной, а в остальные добавить по одному микрошпателью кристаллов следующих солей: в первую – ацетата натрия; во вторую – хлорида аммония; в третью – карбоната натрия; в четвертую – карбоната аммония; в пятую – хлорида калия; в шестую – ацетата аммония.

Растворы размешать (*стеклянные палочки не переносить из одного раствора в другой*).

По изменению окраски лакмуса сделать вывод о реакции среды в растворе каждой соли.

Полученные результаты свести в таблицу:

№ пробирки	Формула соли	Окраска лакмуса	Реакция среды	pH раствора (pH<7, pH=7 или pH>7)

Какие из исследованных солей подвергаются гидролизу? Написать ионные и молекулярные уравнения реакций их гидролиза и указать вид гидролиза каждой соли (простой или ступенчатый).

В случае ступенчатого гидролиза написать уравнение реакции только для первой ступени, так как практически в достаточно концентрированных растворах последующие ступени протекают очень слабо. Сделать общие выводы о реакции среды в растворах солей, образованных:

- а) сильным основанием и слабой кислотой;
- б) слабым основанием и сильной кислотой;
- в) слабым основанием и слабой кислотой;
- г) сильным основанием и сильной кислотой.

11.2. Факторы, влияющие на степень гидролиза солей

а) Влияние температуры на степень гидролиза соли

Выполнение работы. Налить в пробирку 1/2 ее объема дистиллированной воды и внести в нее 2-3 микрошпателя ацетата натрия.

Написать ионное уравнение гидролиза этой соли. Какую величину должен иметь pH раствора ацетат натрия: меньше 7 или больше?

Добавить в пробирку с раствором соли одну каплю фенолфталеина. Опустить пробирку в водяную баню, нагретую до кипения.

Какой вывод об изменении концентрации ионов OH^- в растворе можно сделать на основании изменения окраски фенолфталеина при нагревании? В каком направлении смещается равновесие? Охладить пробирку в холодной воде. Происходит ли снова смещение равновесия гидролиза?

Сделать вывод о влиянии температуры на степень гидролиза соли. Указать причины этого влияния.

б) Влияние разбавления раствора на степень гидролиза соли

Выполнение работы. В пробирку внести 2-3 капли раствора хлорида сурьмы(III) и постепенно по каплям прибавлять воду до выпадения белого осадка хлорида оксосурьмы SbOCl . Этот осадок образуется на второй ступени гидролиза из $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$ вследствие отщепления воды.

Написать ионные уравнения первой и второй ступеней гидролиза хлорида сурьмы(III) и общее уравнение ее гидролиза до образования $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$. Добавлением, какого реактива можно уменьшить степень гидролиза хлорида сурьмы? Проверить свое заключение опытом.

Сделать общий вывод о влиянии разведения на степень гидролиза солей. Степень гидролиза каких солей не меняется при разбавлении раствора?

11.3. Полный (необратимый) гидролиз солей

Выполнение работы. В две пробирки внести по 6-8 капель раствора хлорида алюминия. В одну пробирку добавить такой же объем раствора сульфида аммония, в другую – раствора карбоната натрия. отметить выделение сероводорода в первой пробирке (по запаху) и пузырьков диоксида углерода во второй. В обоих случаях в осадок выпадает гидроксид алюминия.

Написать уравнения реакций, которые привели к образованию гидроксида алюминия. Почему не получилось сульфида и карбоната алюминия?

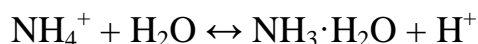
11.4. Определение константы и степени гидролиза солей измерением pH раствора

Выполнение работы. Определить константу и степень гидролиза хлорида аммония в 0,1 М и 0,001М растворах и на основании полученных данных сделать вывод об их зависимости от концентрации. (Вместо хлорида аммония можно взять любую соль, подвергающуюся гидролизу.)

Определить pH 0,1 М раствора хлорида аммония одним из методов, описанных в работе № 10. Затем из этого раствора приготовить его 0,001 М раствор. Для этого пипеткой отмерить 10 мл 0,1 М раствора NH_4Cl и внести в мерную колбу емкостью 1 л. Довести объем раствора до метки на колбе дистиллированной водой, закрыть колбу пробкой и тщательно перемешать раствор, переверачивая колбу несколько раз вверх дном. Определить pH приготовленного 0,001 М раствора хлорида аммония тем же методом, каким было сделано первое определение.

Записать значение рН, экспериментально найденные в 0,1 М и в 0,001 М растворах хлорида аммония.

Вычислить константы гидролиза соли $K_{\text{гидр}}$ по найденным значениям рН, исходя из следующих соображений. В соответствии с уравнением гидролиза NH_4Cl :



константа гидролиза равна

$$K_{\text{гидр}} = \frac{[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}][\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Из уравнения гидролиза видно, что $[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+]$. Вследствие практически полной диссоциации солей в растворе при небольших значениях степени гидролиза равновесная концентрация NH_4^+ -иона мало отличается от начальной, т.е. можно принять что $[\text{NH}_4^+]_{\text{равн}} = c_{\text{соли}}$. Тогда получаем формулу

$$K_{\text{гидр}} = \frac{[\text{H}^+]^2}{c_{\text{соли}}}$$

Концентрация соли ($c_{\text{соли}}$) в растворах известна (0,1 М и 0,001 М), а концентрацию H^+ -ионов можно вычислить для каждого случая по найденным экспериментально значениям рН.

Степень гидролиза h связана с константой гидролиза соли следующим уравнением:

$$K_{\text{гидр}} = c_{\text{соли}} \cdot h^2$$

откуда

$$h = \sqrt{K_{\text{гидр}} / c_{\text{соли}}}$$

Вычислить по этой формуле степень гидролиза хлорида аммония в обоих исследованных растворах. Сделать вывод о влиянии концентрации соли на константу и степень гидролиза солей при неизменной температуре. Будет ли изменяться $K_{\text{гидр}}$ при повышении температуры? Почему?

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

1. Какую реакцию должны показывать водные растворы нитрата аммония, нитрата калия, цианида калия, цианида аммония, ацетата аммония?

Указать причину наблюдаемого явления и написать соответствующие уравнения реакций.

2. Какие из указанных ниже солей подвергаются гидролизу и какая форма гидролиза (простой, ступенчатой, полный) будет иметь место в каждом случае:

а) NaClO ; б) NaCl ; в) K_3PO_4 ; г) Al_2S_3 ; д) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$?

Ответить на вопрос, не составляя уравнения реакций.

3. Усиление или подавление гидролиза цианида натрия вызовет прибавление к раствору: а) кислоты; б) щелочи; в) хлорида аммония?

4. Объяснить разницу в степени гидролиза солей пользуясь табл. 11 Приложения.

а) NaCN ; б) CH_3COONa ; в) NH_4CN .

5. Написать ионные уравнения первой ступени гидролиза карбоната калия, фосфата натрия и сульфата аммония. в каком случае степень гидролиза наибольшая, в каком – наименьшая? Ответ мотивировать.

6. Написать ионные и молекулярные уравнения всех ступеней гидролиза солей: а) сульфида натрия; б) хлорида аммония; в) сульфата железа (III). Как можно усилить гидролиз каждой из этих солей и как ослабить его? Почему степень гидролиза уменьшается на каждой последующей ступени?

7. Вычислить константу гидролиза, степень гидролиза h и pH при комнатной температуре в растворах солей, гидролизующихся по аниону слабой одноосновной кислоты: а) 0,1 М CH_3COONa ; б) 0,1 М KCN ; в) 0,01 М KCN .

Ответ: а) $K_{\text{гидр}} = 5,7 \cdot 10^{-10}$; $h = 7,6 \cdot 10^{-5}$ или 0,0076%; pH = 8,88; б) $K_{\text{гидр}} = 1,6 \cdot 10^{-5}$; $h = 0,013$ или 1,3%; pH = 11,1; в) $K_{\text{гидр}} = 1,6 \cdot 10^{-5}$; $h = 0,04$ или 4%; pH = 10,6.

8. Вычислить константу гидролиза, степень гидролиза h и pH при комнатной температуре в растворах солей, подвергающихся гидролизу по катиону одноосновного основания: а) в 0,1 М растворе хлорида аммония; б) в 0,01 М растворе хлорида аммония; в) в 0,1 М растворе нитрата аммония.

Ответ: а) $K_{\text{гидр}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$; $h = 7,4 \cdot 10^{-5}$ или 0,0074%; pH = 5,12; б) $K_{\text{гидр}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$; $h = 2,38 \cdot 10^{-4}$ или 0,0238%; pH = 5,62; в) $K_{\text{гидр}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$; $h = 7,4 \cdot 10^{-5}$ или 0,0074%; pH = 5,12.

9. Вычислить константу гидролиза, степень гидролиза h и pH при комнатной температуре в растворах солей, образованных одноосновной слабой кислотой и одноосновным слабым основанием: а) в 0,1 М растворе $\text{CH}_3\text{COONH}_4$; б) в 0,1 М растворе NH_4Cl .

Ответ: а) $K_{\text{гидр}} = 3,2 \cdot 10^{-5}$; $h = 5,7 \cdot 10^{-3}$ или 0,57%; pH = 7; б) $K_{\text{гидр}} = 0,912$; $h = 0,488$ или 48,8%; pH = 9,22.

10. Вычислить константу гидролиза, степень гидролиза h и pH при комнатной температуре в растворах солей слабых многоосновных кислот или слабых многоосновных оснований, считая, что гидролиз идет практически лишь по первой ступени: а) в 0,1 М растворе $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$; б) в 1 М растворе AlCl_3 ; в) в 0,01 М растворе Na_2CO_3 .

Ответ: а) $K_{\text{гидр}} = 2 \cdot 10^{-12}$; $h = 4,6 \cdot 10^{-6}$ или 0,0005%; pH = 6,45; б) $K_{\text{гидр}} = 7,1 \cdot 10^{-4}$; $h = 2,8 \cdot 10^{-2}$ или 2,8%; pH = 1,57; в) $K_{\text{гидр}} = 1,8 \cdot 10^{-4}$; $h = 1,3 \cdot 10^{-1}$ или 13%; pH = 11,2.

11. По величине pH вычислить молярную концентрацию, константу и степень гидролиза соли в следующих растворах: а) NH_4Cl , если pH = 5,62; б) NH_4NO_3 , если pH = 6,12; в) CH_3COONa , если pH = 8,36; г) KCN , если pH = 11,57.

Ответ: а) $c = 0,01$ моль/л; $K_{\text{гидр}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$; $h = 2,38 \cdot 10^{-4}$ или 0,024%; б) $c = 0,001$ моль/л; $K_{\text{гидр}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$; $h = 7,5 \cdot 10^{-4}$ или 0,075%; в) $c = 0,01$ моль/л; $K_{\text{гидр}} = 5,7 \cdot 10^{-10}$; $h = 2,8 \cdot 10^{-4}$ или 0,028%; г) $c = 1$ моль/л; $K_{\text{гидр}} = 1,4 \cdot 10^{-5}$; $h = 3,75 \cdot 10^{-3}$ или 0,375%.

12. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Приборы и реактивы. Стакан, тигель, железная полоска, цинк (порошок; гранулированный), натрий, церий или мишметалл, бихромат аммония, нитрит калия, хлорная вода, бромная вода, растворы щавелевой кислоты, серной кислоты, соляной кислоты, бихромата калия, перманганата калия, хлорида железа (III), гексацианоферрата (III) калия, сульфида натрия или аммония.

12.1. Окислительно-восстановительные свойства простых веществ

а) Восстановительные свойства металлов – простых веществ s-, d- и f-элементов

Выполнение работы. В небольшую фарфоровую чашечку внести 3-5 мл дистиллированной воды. Промокнуть на фильтровальной бумаге кусочек металлического натрия и бросить в чашечку с водой. Какой газ выделяется? Добавить 1-2 капли фенолфталеина. Почему окрасился раствор?

Повторить опыт, взяв вместо натрия кусочек церия или мишметалла (смесь редкоземельных металлов). Если реакция будет идти медленно, добавить несколько капель 4 н. раствора серной кислоты. Помутнение раствора без кислоты происходит вследствие малой растворимости оксида и гидроксида в воде, которые растворяются в серной кислоте.

В две пробирки внести по 10-12 капель растворов: в первую – сульфата меди(II), во вторую – сульфата цинка. В обе пробирки опустить по железной полоске. Почему в растворе сульфата меди через 2-3 мин на поверхности железа появился красный налет? Добавить в эту пробирку 2-3 капли раствора гексацианоферрата(III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Интенсивное посинение раствора указывает на появление в растворе Fe^{2+} -ионов. Добавить $K_3[Fe(CN)_6]$ во вторую пробирку. Происходит ли взаимодействие железа с сульфатом цинка?

Написать уравнения реакций взаимодействия натрия и церия с водой и взаимодействия железа с сульфатом меди. Окислительные или восстановительные свойства проявляли натрий, церий и железо в этих реакциях? Почему железо не вытесняет цинк из его соли?

б) Окислительные и восстановительные свойства простых веществ p-элементов

Выполнение работы. Внести в две пробирки по 3-4 капли йодной воды. В первую пробирку добавить несколько капель хлорной воды, во вторую – сероводородной воды. Что происходит с окраской растворов в обеих пробирках?

Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что в первом случае образуются соляная и йодноватая HIO_3 кислоты; во втором случае помутнение раствора вызвано выделением коллоидной серы, являющейся одним из продуктов реакции.

Окислителем или восстановителем являются в этих реакциях йод и хлор? Какую отрицательную степень окисления проявляют галогены в своих соединениях? Какую высшую положительную степень окисления?

в) Восстановительные свойства атомов p-элементов в отрицательной степени окисления

Выполнение работы. В две пробирки внести по 2-3 капли бромной воды. В первую пробирку добавить несколько капель сероводородной воды, во вторую – 25%-ного раствора аммиака. Что происходит с окраской растворов?

Написать уравнения реакций, учитывая, что одним из продуктов взаимодействия брома с сероводородом является сера, а во втором случае из аммиака образуется азот. Какие свойства в протекавших окислительно-восстановительных реакциях проявляли S^{2-} и N^{3-} ?

В третью пробирку внести 2-3 капли йодида калия и добавить хлорной воды. Какое вещество окрасило раствор в коричневый цвет? Написать уравнение реакции. Чем являлись ионы I в данной реакции?

г) Окислительные свойства атомов элементов в высшей степени окисления

Выполнение работы. В три пробирки внести по 3-4 капли сероводородной воды. В первую пробирку прибавить 2-3 капли концентрированной серной кислоты (плотность $1,84 \text{ г/см}^3$). Помутнение раствора обусловлено образованием серы в результате взаимодействия S^{2-} и S^{6+} . Какие свойства проявляла сера в каждой из этих степеней окисления? Написать уравнение реакции.

Во вторую пробирку добавить 3-4 капли соляной кислоты (1н). Почему не выпадает осадок? Добавить в эту пробирку 1-2 капли раствора бихромата калия $K_2Cr_2O_7$ до появления зеленой окраски, характерной для ионов Cr^{3+} . Почему помутнел раствор? Написать уравнение реакции и указать восстановитель и окислитель.

В третью пробирку внести по 2-3 капли растворов сульфата марганца (II) и 2 н. азотной кислоты и один микрошпатель висмутата натрия $NaBiO_3$. Появление фиолетовой окраски раствора указывает на окисление Mn^{2+} -иона висмутатом натрия в перманганат-ион MnO_4^- . Написать уравнение реакции, учитывая, что продуктами окислительно-восстановительного процесса являются марганцовая кислота и нитрат висмута(III).

д) Окислительные и восстановительные свойства атомов в промежуточных степенях окисления

Выполнение работы. В первую пробирку с раствором бихромата калия и во вторую с раствором сульфида натрия внести по несколько капель 2 н. серной кислоты и по 2-3 микрошпателя сульфита натрия. Как изменилась окраска в первой пробирке? Почему помутнел раствор во второй пробирке?

Окислительные или восстановительные свойства проявляет сульфит натрия? написать уравнения реакций.

12.2. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных процессов

Выполнение работы. В три пробирки внести по 3-4 капли раствора перманганата калия. В одну пробирку добавить 2-3 капли 2 н. раствора серной кислоты, во вторую – столько же воды, в третью – такое же количество щелочи. Во все три пробирки внести по два микрошпателя кристаллического нитрита калия и перемешать растворы до полного растворения кристаллов. Через 3-4 мин отметить изменение окраски раствора во всех трех случаях.

Написать уравнения реакций восстановления перманганата калия нитритом калия в кислой, нейтральной и щелочной средах. Учесть, что соединения марганца в различных степенях его окисления имеют характерные окраски: ион MnO_4^- имеет фиолетовую окраску, ион MnO_4^{2-} – зеленую, ион Mn^{2+} – слабо-розовую, а при малой концентрации практически бесцветен. Диоксид марганца и его триоксид являются труднорастворимыми веществами бурого цвета. В кислой среде могут выделяться газообразные оксиды азота, которые являются продуктами побочно протекающей реакции взаимодействия нитрата калия с серной кислотой.

До какой степени окисления восстанавливается перманганат калия в растворах, имеющих $\text{pH} > 7$, $\text{pH} = 7$, $\text{pH} < 7$? Сколько окислительных эквивалентов содержится в 1 моль KMnO_4 в каждом из этих случаев?

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

1. Какие из указанных ниже реакций относятся к окислительно-восстановительным:

- а) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
- б) $\text{Zn} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{ZnSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2$
- в) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- г) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} = \text{CO}_2 + 2\text{FeO}$
- д) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- е) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2$
- ж) $2\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{SiO}_2 + \text{C} = 2\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2$

Ответ мотивировать и указать в окислительно-восстановительных реакциях окислитель и восстановитель.

2. Окисление или восстановление происходит при переходах:

а) $\text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; б) $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}$; в) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}$; г) $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$; д) $\text{Cl}^- \rightarrow \text{ClO}_4^-$; е) $2\text{IO}_4^- \rightarrow \text{I}_2$.

3. Как изменяется в окислительно-восстановительном процессе степень окисления окислителя? Восстановителя? Привести пример.

4. Какие из указанных ниже веществ могут проявлять: только окислительные свойства; только восстановительные свойства; как окислительные, так и восстановительные свойства?

а) KMnO_4 , MnO_2 , V_2O_5 , KI ; б) PbO_2 , NH_3 , HNO_2 , Na_2S ; в) Na_2SO_3 , HNO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, PH_3 .

5. Привести примеры соединений азота, хлора и марганца, которые могут проявлять: только окислительные свойства; только восстановительные свойства. Написать их формулы.

6. Подобрать коэффициенты в уравнениях реакций диспропорционирования:

- а) $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- б) $\text{TiCl}_3 \rightarrow \text{TiCl}_2 + \text{TiCl}_4$
- в) $\text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO} + \text{KCl}$
- г) $\text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 + \text{KCl}$
- д) $\text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$
- е) $\text{Se} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SeO}_3 + \text{K}_2\text{Se} + \text{H}_2\text{O}$
- ж) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

7. Указать окислитель и восстановитель и подобрать коэффициенты в уравнениях реакций внутримолекулярного окисления-восстановления:

- а) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- б) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
- в) $\text{Au}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Au} + \text{O}_2$
- г) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$
- д) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$

8. Подобрать коэффициенты в уравнениях, в которых окислитель или восстановитель одновременно является реакционной средой:

- а) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{л}) \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- б) $\text{Al} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- в) $\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- г) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl}(\text{конц.}) \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- д) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl}(\text{конц.}) \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

9. Указать, окислителем или восстановителем являются пероксиды в приведенных ниже схемах реакций? закончить уравнения и подобрать коэффициенты:

- а) $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \dots$
- б) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \dots$
- в) $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$
- г) $\text{Mo}(\text{NO}_3)_3 + \text{Na}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{MoO}_4 + \dots$
- д) $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$

10. Закончить уравнения и подобрать коэффициенты в реакциях восстановления веществ органическими восстановителями:

- а) $\text{CuO} + \text{C}_3\text{H}_7\text{OH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{CHO} + \text{H}_2\text{O} + \dots$
- б) $\text{KMnO}_4 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{CHO} + \dots$
- в) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + (\text{COOH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \dots$
- г) $\text{Ag}_2\text{O} + \text{C}_5\text{H}_6(\text{OH})_5\text{CHO} \rightarrow \text{C}_5\text{H}_6(\text{OH})_5\text{COOH} + \dots$

11. Вычислить эквиваленты окислителя и восстановителя в реакциях, протекающих по схемам:

- а) $\text{PbO}_2 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- б) $\text{Al} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NH}_4\text{NO}_3$
- в) $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$
- г) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- д) $(\text{NH}_4)_6\text{V}_{10}\text{O}_{28} + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow \text{VOCl}_2 + \text{I}_2 + \text{NH}_4\text{Cl} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

12. Подобрать коэффициенты в следующих окислительно-восстановительных реакциях:

- а) $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}$
- б) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{AsH}_3 \rightarrow \text{As} + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
- в) $\text{KIO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- г) $\text{KMnO}_4 + \text{Ca}(\text{NO}_2)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- д) $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KI} + \text{K}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

- е) $\text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KBiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 ж) $\text{KClO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KCl} + \text{HIO}_3$
 з) $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 и) $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 к) $\text{Bi} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 л) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 м) $\text{V}_2\text{S}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_6\text{V}_{10}\text{O}_{28} + \text{S} + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

13. Закончить уравнения и подобрать коэффициенты для окислительно-восстановительных реакций:

- а) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) =$
 б) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) =$
 в) $\text{Al} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) =$
 г) $\text{KMnO}_4 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 д) $\text{KMnO}_4 + \text{Zn} + \text{KOH} = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \dots$
 е) $\text{Cl}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} =$
 ж) $\text{HgO} + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{Hg} + \dots$
 з) $\text{Bi}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 = \text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$
 и) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 к) $\text{FeCl}_2 + \text{KClO}_3 + \text{HCl} = \text{FeCl}_3 + \dots$
 л) $\text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{H}_3\text{AsO}_4 + \dots$
 м) $\text{KClO}_4 + \text{Ti}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{KCl} + \text{TiOSO}_4 + \dots$
 н) $\text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{CaCl}_2 + \dots$
 о) $\text{KNO}_3 + \text{Zn} + \text{KOH} = \text{NH}_3 + \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \dots$
 п) $\text{BiCl}_3 + \text{SnCl}_2 + \text{NaOH} = \text{Bi} + \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6] + \dots$
 р) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$
 с) $\text{NiS} + \text{HNO}_3 = \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{S} + \dots$
 т) $\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2 + \text{Zn} + \text{HCl} = \text{U}(\text{NO}_3)_2 + \dots$
 у) $\text{ReO}_2 + \text{O}_2 + \text{NaOH} = \text{Na}_3\text{ReO}_5 + \dots$
 ф) $\text{Co}_2\text{O}_3 + \text{HCl}(\text{конц.}) = \text{Cl}_2 + \dots$
 х) $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{H}_3\text{AsO}_4 + \dots$

14. Сколько грамм кристаллического KMnO_4 следует взять для приготовления 1 л 0,02 н. раствора перманганата калия, предназначенного для окислительно-восстановительного титрования в кислой среде? Ион MnO_4^- восстанавливается при этом до Mn^{2+} -иона.

Ответ: 0,63 г.

15. На титрование 20 мл раствора, содержащего сульфат железа (II), пошло 16 мл 0,5 н. раствора перманганата калия. Вычислить нормальность и титр раствора сульфата железа.

Ответ: $N = 0,4$ н.; $T = 0,06008$ г/мл.

16. 0,70 г железной проволоки растворили в серной кислоте без доступа воздуха [во избежание окисления железа (II) до железа (III)] в колбе емкостью 100 мл. На титрование 15 мл полученного раствора потребовалось 14,91 мл 0,1 н. раствора перманганата калия. Сколько процентов железа содержится в проволоке?

Ответ: 99,15%.

13. ГАЛОГЕНЫ

Приборы и реактивы. Прибор для получения хлора, прибор для получения хлористого водорода, микроколба, П-образная трубка, капиллярная трубка, коническая пробирка, стеклянные палочки, сетка асбестированная, электрическая плитка, бихромат калия, соль Мора, перхлорат калия, перманганат калия, хлорат калия, магний (порошок), алюминий (порошок), цинк (порошок), индикаторы, хлорная вода, растворы, хлорида натрия, бромид натрия, йодид калия, перхлорат калия, бихромат калия, перманганат калия, соляной кислоты, серной кислоты, фосфорной кислоты.

13.1. Получение галогенов окислением галогенидов

а) Получение хлора

Выполнение работы. В две пробирки отдельно внести по 2-3 кристаллика KMnO_4 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. В обе пробирки добавить по 2-3 капли концентрированной соляной кислоты (плотность $1,19 \text{ г/см}^3$). Вторую пробирку слегка подогреть. Наблюдать выделение хлора.

Отметить окраску хлора. Написать уравнение протекающих реакций, что бихромат калия переходит в хлорид хрома(III), а перманганат калия в хлорид марганца(II). Указать окислитель и восстановитель.

б) Получение брома и йода

Выполнение работы. В две пробирки внести: в одну 2-3 кристаллика бромида калия или натрия и 1-2 микрошпателя диоксида марганца. В другую пробирку – такое же количество смеси йодида калия с диоксидом марганца. В каждую пробирку добавить по 2-3 капли концентрированной серной кислоты (плотность $1,84 \text{ г/см}^3$). Отметить выделение и цвет брома и йода в газообразном состоянии. Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что диоксид марганца переходит в сульфат марганца(II).

13.2. Окислительные свойства галогенов и их сравнительная активность

а) Окислительные свойства галогенов

Выполнение работы. В три пробирки внести по 3-5 капель хлорной, бромной и йодной воды. Добавить к хлорной воде несколько капель сероводородной воды до появления мути. К бромной и йодной воде добавить порошок магния или алюминия. Перемешать растворы стеклянной палочкой и отметить их обесцвечивание. Написать уравнения всех протекающих реакций. Какие свойства во всех случаях проявляют галогены?

б) Сравнение окислительных свойств галогенов

Выполнение работы. В одну пробирку внести 3-5 капель раствора бромида натрия, и в две другие – по 3-5 капель раствора йодида калия. Во все три пробирки добавить по 2-3 капли органического растворителя. В пробирки с раствором бромида и йодида внести по 3-4 капли хлорной воды, в последнюю пробирку с раствором йодида – столько же бромной воды. Содер-

жимое пробирок перемешать стеклянной палочкой и по окраске полученного слоя органического растворителя установить, какой галоген выделяется в свободном виде в каждой из пробирок.

Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. В каждом случае указать окислитель и восстановитель. Расположить галогены в ряд по убыванию их окислительной активности. Объяснить последовательность расположения. Могут ли свободные галогены проявлять восстановительные свойства?

в) Окисление сульфата железа(II)

Выполнение работы. В две пробирки отдельно внести по 3-5 капель бромной и йодной воды. Добавить в каждую пробирку по 1-2 кристаллика сульфата железа(II) (соли Мора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$).

Что наблюдалось? Написать уравнение протекающей реакции. В каком случае реакция окисления Fe^{2+} -иона не протекала? Написав величины стандартных электродных потенциалов систем $\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-$, $\text{Br}_2/2\text{Br}^-$, $\text{I}_2/2\text{I}^-$, $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$, указать, в каком случае реакция окисления FeSO_4 невозможна? Подтверждалось ли это опытом? Будет ли хлорная вода окислять FeSO_4 ?

13.3. Получение галогеноводородов

а) Получение хлористого водорода

Выполнение работы. Собрать прибор (рис. 34). Закрепить его в штативе. В фарфоровую чашку или кристаллизатор налить воду, подкрашенную синим лакмусом. В микроколбочку 1 до 1/4 объема насыпать сухого хлорида натрия и добавить 5-6 капель 70%-ного раствора серной кислоты. Микроколбочку быстро закрыть пробкой с газоотводной трубкой 2 и опустить конец капиллярной трубки в пробирку 6. Пробка 4, надетая на капилляр 5, должна не полностью закрывать отверстие пробки, чтобы воздух свободно выходил из нее. Пробирку наполнить газом 2-3 мин. Выделяющийся хлористый водород заметно дымит на воздухе. Наполнив пробирку хлористым водородом, плотно закрыть ее пробкой и отъединить капилляр от прибора, сняв каучуковую трубку 3. Быстро закрыть капилляр указательным пальцем и, перевернув пробирку вверх дном, опустить кончик капилляра в ванну с водой, подкрашенной лакмусом. Открыть под водой капилляр и наблюдать быстрое заполнение пробирки водой вследствие растворения газа. Отметить изменение окраски лакмуса.

Зарисовать прибор. Описать наблюдаемые явления. написать уравнение реакции получения хлористого водорода. Чем объяснить изменение окраски лакмуса? Восстанавливает ли HCl серную кислоту?

б) Получение бромистого и йодистого водорода

Выполнение работы. В две пробирки внести по 3-4 микрошпателя сухих солей – бромида и йодида калия или натрия. Добавить к ним по 5-10 капель насыщенного раствора ортофосфорной кислоты. Пробирки слегка подо-

греть. Смочить водой синюю лакмусовую бумажку и подержать ее у отверстия пробирок. Отметить образование белого дыма и покраснение лакмусовой бумажки у отверстия пробирок. На что это указывает?

Написать уравнения протекающих реакций, сопровождающихся образованием бромистого и йодистого водорода. Окисляет ли фосфорная кислота выделяющийся бромистый и йодистый водород.

13.4. Сравнение восстановительных свойств галогенидов

а) Восстановление серной кислоты галогеноводородами

Выполнение работы. В три пробирки отдельно внести по 2-3 микрошпателя хлорида, бромида и йодида калия или натрия и по 2-3 капли концентрированной серной кислоты (плотность 1,84 г/см³). Наблюдать в начале реакции выделение белого дыма в каждой пробирке. На образование каких веществ это указывает? Отметить последующее появление бурых паров брома и йода в соответствующих пробирках. По запаху (*осторожно!*) определить выделение диоксида серы во второй пробирке и сероводорода – в третьей.

Описать наблюдаемые явления и написать уравнение каждой реакции в две фазы: 1) реакций обмена, протекающих с образованием соответствующих галогеноводородов и 2) реакций восстановления избытка серной кислоты бромистым и йодистым водородом. Протекала ли реакция восстановления серной кислоты хлористым водородом? Как изменяются восстановительные свойства в ряду HF, HCl, HBr, HI? Чем это объясняется?

б) Восстановление бихромата калия

Выполнение работы. В три пробирки внести по 2-4 капли бихромата калия, подкисленного 2 н. серной кислотой (1-2 капли). Добавить по 2-3 капли в первую пробирку раствора йодида калия, во вторую – столько же какого-либо бромида и в третью – хлорида натрия. Растворы перемешать чистой стеклянной палочкой. В каком случае восстановление бихромата не произошло?

Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что бихромат калия, восстанавливаясь, переходит в сульфат хрома(III). Как изменялась при этом степень окисления соответствующих галогенов? Что при этом наблюдалось?

в) Восстановление хлорида железа(III)

Выполнение работы. Прodelать опыт, аналогичный опыту 12.4.б, заменив раствор бихромата калия раствором хлорида железа(III).

Что наблюдали? В каком случае произошло восстановление FeCl₃ и соответственно окисление галогена. Согласуются ли результаты опытов б и в с относительными величинами стандартных электродных потенциалов соответствующих окислительно-восстановительных систем? Как изменяется восстановительная способность отрицательных ионов галогенов?

13.5. Характерные реакции на ионы галогенов

Выполнение работы. Образование осадков AgCl , AgBr и AgI является реакцией, характерной на ионы галогенов. Получить указанные вещества реакцией обмена. Необходимые растворы соответствующих солей брать в количестве 4-5 капель. К полученным осадкам добавить по 2-3 капли 2 н. раствора азотной кислоты. Наблюдается ли их растворение?

Написать в молекулярной и ионной форме уравнения протекающих реакций, отметить цвет полученных осадков и результат действия на них азотной кислоты.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

1. Написать электронные формулы атомов галогенов в нормальном и возбужденном состояниях. Почему хлор, бром и йод могут проявлять степень окисления +1, +3, +5, +7, а фтор только +1?

2. Почему молекулы галогенов двухатомны?

3. Почему в молекуле F_2 образуется только ковалентная связь, а в молекуле Cl_2 возникают дативные связи. Как это различие влияет на сравнительную величину энергии связи и прочность этих молекул? Дать электронную схему возникновения дативной связи при образовании молекулы.

4. Как изменяется прочность связи между атомами в ряду молекул Cl_2 , Br_2 , I_2 . Чем это объясняется? Как изменяется в этом ряду энтальпия диссоциации молекул и их устойчивость?

5. Как изменяется энергия ионизации и сродство к электрону в ряду Cl , Br , I , At . Чем это объясняется?

6. В какой степени окисления галогены могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные; в) окислительные и восстановительные? Написать соответствующие электронные формулы для хлора и йода.

7. В какой степени окисления йод может проявлять и окислительные, и восстановительные свойства? Написать формулы соответствующих соединений.

8. В чем принципиальное различие получения свободных галогенов из соединений, содержащих ионы I^- и IO_3^- ? Написать два уравнения соответствующих реакций получения хлора.

9. Написать схему химического равновесия в растворе хлорной воды. действием каких веществ на хлорную воду можно доказать присутствие в ней: а) свободного хлора; б) иона хлора; в) в каком направлении сместится равновесие при добавлении щелочи?

10. Написать уравнение реакции, протекающей при растворении фтора в воде. Можно ли приготовить «фторную воду» аналогично хлорной?

11. Написать уравнения реакций получения хлористого водорода тремя различными способами. Какая из приведенных реакций не применима для получения чистых бромистого и иодистого водорода? Почему? Написать уравнения соответствующих реакций.

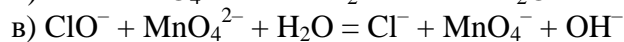
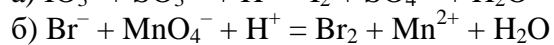
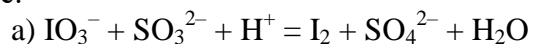
12. Как изменяется прочность химической связи в ряду HF , HCl , HBr , HI ? Чем это объясняется?

13. Какой из галогенводородов является наиболее сильным восстановителем? Какой – наиболее слабым? Пользуясь таблицей электродных потенциалов, указать один из окислителей, которым можно окислить: а) KI , не окисляя KBr ; б) KBr , не окисляя KCl ?

14. Какими галогенами можно вытеснить Br_2 из растворов: а) KBr ; б) KBrO_3 ? Написать уравнения соответствующих реакций, указать окислитель и восстановитель в каждом случае.

15. Написать формулы оксидов хлора в степени окисления хлора +1, +3, +5, +7 и соответствующих им кислот. Дать названия кислот и указать, как последовательно изменяются их электролитическая сила, устойчивость и окислительные свойства.

16. Проставить соответствующие коэффициенты и написать уравнения в молекулярной форме:



17. Какие вещества получаются при взаимодействии фтора с водой?

1) HF + HFO; 2) H₂ + F₂O; 3) H₂F₂ + O₂; 4) H₂FO; 5) H₂F₂O₂.

18. Действием какого реактива можно разделить AgI и AgCl, находящиеся в смеси?

1) H₂SO₄; 2) HNO₃; 3) NH₃ – раствор; 4) KBr; 5) KOH.

14. СЕРА И ЕЕ СОЕДИНЕНИЯ

Приборы и реактивы. Пробирки цилиндрические, тигель, чашка фарфоровая, стакан емкостью 200 мл, фарфоровый треугольник, прибор для получения сероводорода, асбестированная сетка, фильтровальная бумага, сера, медь (проволока и стружка), сульфид железа, сульфит натрия, цинк (гранулированный), железо (проволока и стружка), лакмусовая бумага, спирт этиловый, растворы сульфида натрия, сульфата натрия, йодида калия, азотной кислоты, соляной кислоты, серной кислоты, сульфида аммония, хлорида бария, хлорида железа.

14.1. Аллотропия серы

а) Получение моноклинической (призматической) серы

Выполнение работы. Маленький фарфоровый тигелек наполнить доверху мелкими кусочками серы. Тигелек поместить в фарфоровый треугольник и поставить кольцо штатива. Осторожно нагревать тигель до полного расплавления серы. Отставить горелку и при охлаждении тигля следить за образованием кристаллов на поверхности расплава. Когда кристаллизация дойдет почти до центра поверхности, быстро вылить расплавленную серу в стакан с холодной водой. Образовавшиеся в тигле темные кристаллы рассмотреть в лупу, отметить их цвет и зарисовать их форму. Наблюдать постепенное изменение цвета кристаллов (их пожелтение), что связано с переходом призматической серы (устойчивой выше 92 °С) в октаэдрическую.

б) Получение пластической серы

Выполнение работы. Цилиндрическую пробирку до 1/2 ее объема наполнить мелко раздробленной серой. Поместить пробирку в держатель и медленно обогреть ее пламенем горелки, наблюдая все изменения при ее плавлении (цвет, консистенция). Нагреть серу до кипения. Медленно вылить ее тонкой струей в чашку с холодной водой. Вынув из воды, высушить фильтровальной бумагой. Отметить цвет и тягучесть полученной модификации серы. Сохранять ее до следующего занятия, на котором рассмотреть и отметить изменение цвета и эластичности. Сохранилась ли ее тягучесть? Какая модификация серы наиболее устойчива при комнатной температуре?

14.2. Сероводород и его свойства

а) Получение сероводорода и его горение

Выполнение работы. Пробирку, на 1/3 наполненную мелкими кусочками сернистого железа, закрепить в штативе. Добавить в нее 5-6 капель соляной кислоты (плотность 1,19 г/см³). Быстро закрыть пробирку пробкой с отводной трубкой (рис. 34, д). Выделяющийся газ зажечь у конца отводной трубки. Над пламенем горящего газа подержать смоченную дистиллированной водой синюю лакмусовую бумажку. Объяснить изменение цвета.

Отметить наблюдаемые явления. написать уравнения реакций: а) получения сероводорода; его полного сгорания; в) взаимодействия с водой газа, полученного при горении сероводорода.

Указать какая из этих реакций относится к окислительно-восстановительной.

б) Растворение сероводорода в воде

Выполнение работы. В пробирку с сернистым железом добавить 2-3 капли концентрированной соляной кислоты (плотность 1,19 г/см³). Закрывать пробирку пробкой с изогнутой трубкой (рис. 34, з). Выделяющийся сероводород направить в пробирку, на 1/3 наполненную нейтральным раствором лакмуса. Отметить и объяснить изменение цвета лакмуса, указав, что собой представляет водный раствор сероводорода. Написать уравнения диссоциации сероводородной кислоты и выражения констант диссоциации по 1-ой и 2-ой ступени. Выписать их числовые значения (см. Приложение, табл. 8).

в) Восстановительные свойства сероводорода

Выполнение работы. В две пробирки внести следующие растворы: в первую – 5 капель перманганата калия и 2 капли 2 н. серной кислоты, во вторую – столько же бихромата калия и той же кислоты. В каждую из пробирок добавлять по каплям сероводородную воду до изменения окраски каждого раствора и его помутнения вследствие выделения серы.

Написать уравнения соответствующих реакций, учитывая, что MnO_4^- -ион переходит в ион Mn^{2+} , а $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ -ион – в 2Cr^{3+} -иона.

14.3. Взаимодействие серной кислоты с металлами

а) Взаимодействие разбавленной серной кислоты с металлами

Выполнение работы. В три пробирки внести по 5-8 капель 2 н. раствора серной кислоты и по 2-3 кусочка металлов: в первую – цинка, во вторую – железа, в третью – меди. Если реакция идет медленно, слегка подогреть пробирки небольшим пламенем горелки.

В каком случае реакция не идет? Почему? Написать уравнения протекающих реакций. какой элемент в этих реакциях является окислителем?

б) Взаимодействие концентрированной серной кислоты с медью

Выполнение работы. В тигелек поместить 1-2 кусочка медной стружки и прилить 5-10 капель концентрированной серной кислоты (плотность 1,84 г/см³). Тигелек нагреть на асбестированной сетке небольшим пламенем горелки. Влажную синюю лакмусовую бумажку поднести к выделяющемуся газу. Отметить изменение окраски лакмусовой бумажки. По запаху (*осторожно!*) определить, какой газ выделяется.

Содержимое тигля выпарить, охладить и растворить, прибавив в тигель 8-10 капель дистиллированной воды. Перенести пипеткой некоторое количество фильтрата в чистую пробирку. Отметить окраску фильтрата. Для какого иона характерна эта окраска?

Описать наблюдаемые явления. Ответить на поставленные вопросы. Написать уравнение реакции и указать, какой элемент в молекуле серной кислоты является окислителем.

в) Взаимодействие концентрированной серной кислоты с цинком

Выполнение работы. В тигелек поместить немного цинковой пыли и налить 5-10 капель концентрированной серной кислоты (плотность 1,84 г/см³). Тигель нагреть небольшим пламенем горелки. К выделяющемуся газу над тиглем поднести фильтровальную бумагу, смоченную раствором уксуснокислого или азотнокислого свинца. Объяснить появление темного пятна на этой бумаге.

Описать наблюдаемые явления. Написать уравнения реакций взаимодействия концентрированной серной кислоты с цинком с образованием: а) сернистого газа; б) серы; в) сероводорода.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

1. Написать электронные формулы атомов серы, селена и теллура в невозбужденном и возбужденном состояниях.

2. В какой степени окисления сера может быть: а) только окислителем; б) только восстановителем? Написать соответствующие электронные формулы. Привести примеры реакций.

3. В какой степени окисления сера может быть окислителем и восстановителем? Привести примеры соответствующих реакций.

4. Как изменятся потенциал ионизации и сродство к электрону в ряду S – Se – Te – Po? Чем это объясняется?

5. Молекула S₂ парамагнитна. Написать ее электронную формулу. За счет перекрывания каких электронных орбиталей осуществляется связь в молекуле H₂S?

6. Какие вещества будут получаться при взаимодействии FeS а) с соляной кислотой; б) с концентрированной азотной? Написать соответствующие уравнения.

7. Написать уравнения ступенчатой диссоциации сероводородной кислоты. Как будут смещаться равновесия при добавлении: а) соляной кислоты; б) нитрата свинца (II); в) щелочи?

8. Написать уравнения реакций гидролиза сульфидов: Al₂S₃, Na₂S.

9. Написать формулу двух различных сульфидов, нерастворимых в воде и растворимых в кислой среде, и двух сульфидов, нерастворимых в нейтральной и кислой среде, и уравнения реакций их получения.

10. Написать уравнения реакций получения сернистого газа тремя различными способами. В каком состоянии гибридизации находится атом серы в молекуле SO₂? Какова в связи с этим геометрическая структура молекулы?

11. Какие ионы получатся при пропускании SO₂: а) в чистую воду; б) в воду, содержащую Cl₂? Написать соответствующие уравнения в ионном виде.

12. Какая соль K₂SO₃ или K₂SeO₃ имеет большую степень гидролиза в водном растворе в одинаковой концентрации?

13. Написать графическую формулу тиосерной кислоты, указать степень окисления серы в этом соединении и объяснить его неустойчивость.

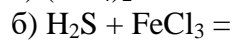
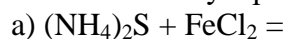
14. Можно ли в качестве осушителя для сероводорода, бромистого водорода и иодистого водорода применить концентрированную серную кислоту? Ответ мотивировать, написать соответствующие уравнения реакций.

15. Написать графические формулы пиросульфата и пероксодисульфата натрия.

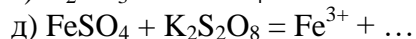
16. Написать уравнения реакций взаимодействия тиосульфата натрия а) с соляной кислотой; б) с хлорной водой.

17. Написать уравнения реакции взаимодействия пероксодисульфата натрия с сульфатом марганца (II) (реакция протекает с участием воды).

18. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций:



19. Дописать уравнения реакций и расставить коэффициенты:



20. Какой из приведенных сульфидов растворим в воде?

1) CaS; 2) CuS; 3) ZnS; 4) CoS; 5) NiS.

15. АЗОТ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Приборы и реактивы. Прибор для получения азота и нитрида магния, прибор для получения оксида азота (II), кристаллизатор, тигель фарфоровый, стеклянная палочка, нитрат свинца, ацетат аммония, нитрат калия, хлорид аммония, магний – порошок, индикаторы, бромная вода, растворы хлорида аммония, нитрита калия, сульфата алюминия, перманганата калия, бихромата калия, азотной кислоты, серной кислоты, соляной кислоты, едкого натра.

15.1. Получение азота и нитрида магния

Выполнение работы. Собрать прибор (рис. 35). В цилиндрическую пробирку 1 насыпать смесь измельченных кристаллов бихромата калия и сульфата аммония, трубку 2 наполнить просушенным хлористым кальцием, в тугоплавкую трубку 3 поместить порошок магния. Все части прибора соединить и укрепить в штативе как указано на рисунке. Пробирку 1 осторожно нагревать на маленьком пламени горелки. При этом смесь спокойно разлагается. Одновременно другой горелкой, сначала осторожно, а затем сильнее нагревать порошок магния в трубке 3 в токе азота в течение 5-7 мин. После чего, дав трубке охладиться, отсоединить ее от прибора и извлечь полученный нитрид магния. Поместив его в тигелек или пробирку, капнуть на него 1-2 капли воды. Определить по запаху выделение аммиака. Подержать над отверстием пробирки или над тиглем влажную красную лакмусовую бумажку. Что наблюдается?

Написать уравнения реакции: а) взаимодействия бихромата калия с сульфатом аммония, учитывая, что при этом азот аммонийной группы окисляется до свободного азота, а $K_2Cr_2O_7$ восстанавливается до Cr_2O_3 ; б) образования нитрида магния при взаимодействии азота с магнием; в) разложения нитрида магния водой.

Примечание. Работа проводится совместно двумя студентами.

15.2. Получение аммиака, его взаимодействие с водой и хлористым водородом

Выполнение работы. Поместить в фарфоровый тигелек по 3-4 микрошпателя сульфата аммония и гашеной извести. Стеклянной палочкой тщательно перемешать смесь и небольшое ее количество поместить в цилиндрическую пробирку (около 1/2 объема). Отметить запах аммиака. Пробирку укрепить в штативе, закрыв пробкой с отводной трубкой, конец которой опустить в коническую пробирку с водой около 2/3 объема. На слабом пламени горелки нагревать смесь 3-5 мин, пропуская аммиак в воду, после чего пробирку с полученным раствором отставить, закрыть пробкой, а к отверстию отводной трубки поднести стеклянную палочку, смоченную концентрированной соляной кислотой ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$), влажную красную лакмусовую бумажку.

Описать наблюдаемые явления и объяснить их. Написать уравнения реакций: а) получения аммиака; б) взаимодействия аммиака с водой, приво-

дящее частично к образованию иона аммония^{*}; процесс можно рассматривать как протонирование молекулы.

15.3. Восстановительные свойства аммиака

Выполнение работы. В три пробирки внести отдельно по 3-4 капли растворов: а) бромной воды; б) перманганата калия; в) бихромата калия. В каждую из пробирок добавить 3-5 капель 25%-ного раствора аммиака. В каждом случае растворы слегка подогреть до изменения их окраски.

Написать соответствующие уравнения реакций, учитывая, что в каждом случае аммиак в основном окисляется до свободного азота, KMnO_4 восстанавливается до MnO_2 , а $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – до Cr_2O_3 . Во всех случаях отметить изменение окраски растворов.

15.4. Получение оксида и диоксида азота и исследование их свойств

Выполнение работы. В маленький кристаллизатор или фарфоровую чашку налить воды. коническую пробирку наполнить водой. Закрывать отверстие пальцем и, перевернув вверх дном, поместить в кристаллизатор. Открывая под водой пробирку, следить, чтобы вода из нее не вылилась, и в нее не проник воздух.

Микроколбочку с газоотводной трубкой (рис. 34, в) поместить 2-3 маленьких кусочка медной стружки и 2-4 капли разбавленной азотной кислоты ($\rho = 1,12 \text{ г/см}^3$). Колбочку укрепить в штативе вертикально и, если реакция идет недостаточно энергично, слегка подогреть маленьким пламенем горелки. Газоотводную трубку опустить в кристаллизатор и подвести под пробирку с водой. Заполнив пробирку выделяющимся газом примерно на $\frac{3}{4}$ ее объема (в пробирке должна остаться вода), закрыть ее под водой пальцем, и, вынув из воды, перевернуть дном вниз. Открыв на 1-2 с отверстие пробирки, наблюдать побурение бесцветного газа. (Пробирку держать на белом фоне.) Закрыв пробирку пальцем, встряхнуть ее несколько раз до полного поглощения водой полученного бурого газа. Снова открыть пробирку и наблюдать побурение газа вторично и его растворение в воде при встряхивании. К полученному раствору добавить 1-2 капли нейтрального раствора лакмуса. Отметить изменение окраски и сделать вывод о реакции среды в растворе.

Описать наблюдаемые явления. Написать уравнение реакций:

а) Получения оксида азота (II) взаимодействием меди с разбавленной азотной кислотой.

б) Окисления оксида азота (II) до диоксида и реакцию димеризации последнего.

Написать графические и электронные формулы этих оксидов. Чем объясняется легкая окисляемость NO и способность NO_2 к полимеризации?

* Ранее водный раствор аммиака обозначали формулой NH_4OH . Правильнее выражать его формулой $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, так как в этом соединении существует водородная связь, и молекул NH_4OH не обнаружено.

в) Взаимодействия NO_2 с водой, сопровождающегося образованием азотной кислоты и оксида азота (II).

15.5. Оксид азота (III) и соли азотистой кислоты

а) Получение оксида азота (III) и его разложение

Выполнение работы. Внести в пробирку 3-4 капли насыщенного раствора нитрита калия и добавить одну каплю 2 н. раствора серной кислоты. Отметить появление в растворе голубой окраски N_2O_3 , который является ангидридом неустойчивой азотистой кислоты. Объяснить образование над раствором бурого газа.

Написать уравнения реакций взаимодействия нитрита калия с серной кислотой, протекающего с образованием N_2O_3 и распада образовавшегося оксида N_2O_3 на NO и NO_2 (реакция диспропорционирования).

б) Восстановительные и окислительные свойства нитритов

Выполнение работы. В три пробирки внести по 3-4 капли: в первую – йодида калия, во вторую – перманганата калия, в третью – бихромата калия. Во все пробирки добавить по 2-4 капли 2 н. раствора серной кислоты и 4-5 капель раствора нитрита калия.

Отметить изменение окраски растворов в каждом случае. Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что в первой пробирке нитрит калия восстанавливается до NO , во второй – KMnO_4 переходит в сульфат марганца (II), в третьей $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – в сульфат хрома (III). В какое соединение переходит при этом нитрит калия? Указать, в каком случае он является окислителем, в каком восстановителем? Почему нитриты могут проявлять те и другие свойства?

Любой из указанных выше опытов можно использовать в качестве реакции открытия иона NO_2^- в присутствии NO_3^- (в отсутствии других восстановителей и окислителей).

15.6. Окислительные свойства азотной кислоты

Выполнение работы. Внести в пробирку 3-4 капли концентрированной азотной кислоты ($\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$) и маленький кусочек медной стружки. В другую пробирку внести 2 капли раствора азотной кислоты ($\rho = 1,12 \text{ г/см}^3$) и 2 капли воды. полученный раствор размешать стеклянной палочкой, после чего внести в него также кусочек медной стружки. Пробирку с разбавленной азотной кислотой слегка подогреть. Обе пробирки держать на белом фоне. Отметить различие течения реакций в обоих случаях.

Какой газ выделяется в первой пробирке, какой – во второй? Написать уравнения соответствующих реакций. чем объяснить легкое пожелтение выделяющегося газа во второй пробирке в начале реакции?

15.7. Окислительные свойства нитратов

Выполнение работы. В тигелек поместить по 5-10 капель 0,5 н. раствора нитрата калия и концентрированного раствора щелочи. Добавить 2-3 микрошпателя порошка алюминия или магния. Поставить тигелек на асбестовую сетку и осторожно нагреть раствор (не кипятить!). В пары над тигельком внести влажную красную лакмусовую бумажку. По ее посинению и по запаху (осторожно!) убедиться в выделении аммиака. Этот опыт может служить реакцией открытия иона NO_3^- в отсутствии ионов NO_2^- и NH_4^+ .

Отметить наблюдаемые явления. написать уравнение реакции окисления Mg или Al нитратом калия в щелочной среде, учитывая, что алюминий в сильно щелочной среде окисляется с образованием иона $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$. В виде какого соединения в данном случае получается магний?

15.8. Термическое разложение нитратов

а) Разложение нитрата калия

Выполнение работы. В цилиндрическую пробирку поместить 3-4 кристаллика нитрата калия. Пробирку укрепить в штативе вертикально и нагревать на пламени горелки до расплавления соли и начала выделения пузырьков газа. Внести в пробирку тлеющую лучинку. Какой газ выделяется? Продолжать нагревание до полного прекращения выделения пузырьков газа. Доказать образование нитрита калия при разложении нитрата. Для этого по охлаждении пробирки внести в нее 4-6 капель воды и, помешивая стеклянной палочкой, растворить твердый остаток. По 2-3 капли полученного раствора внести в две пробирки, в одной из которых содержится 3-4 капли раствора йодида калия, подкисленного 2 каплями 2 н. серной кислоты, а в другой 3-4 капли подкисленного раствора перманганата калия. Отметить, как изменилась окраска растворов в первом и во втором случае. Проверить, взаимодействует ли KNO_3 с KI .

Написать уравнения всех протекающих реакций.

б) Разложение нитрата свинца

Выполнение работы. В цилиндрическую пробирку поместить 1-2 микрошпателя сухой соли нитрата свинца. Пробирку укрепить в штативе горизонтально и осторожно нагреть. Определить по цвету один из выделяющихся (кроме кислорода) газов.

Сделать вывод о составе газообразных продуктов разложения нитрата свинца. Какое вещество осталось в пробирке? Указать его цвет и написать формулу. Написать уравнение реакции разложения нитрата свинца. Указать окислитель и восстановитель.

в) Разложение нитрата серебра

Выполнение работы. В цилиндрическую пробирку поместить несколько кристалликов нитрата серебра. Пробирку укрепить в штативе гори-

зонтально и на маленьком пламени горелки нагревать соль до полного разложения. Отметить окраску выделяющихся газообразных продуктов.

Какие газы выделяются при разложении нитрата серебра? Написать уравнение реакции, учитывая, что кроме газообразных продуктов разложения получается металлическое серебро.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

1. Написать уравнения реакций получения азота: а) восстановлением нитрата калия железом; б) разложением нитрита аммония; в) окислением аммиака. В каждом случае указать окислитель и восстановитель.

2. Дать электронную формулу внешнего уровня атома азота в невозбужденном и возбужденном состояниях.

3. Учитывая, что молекула азота диамагнитна, дать ее электронную конфигурацию на основе метода ВС и метода МО. Сколько связей в молекуле N_2 и каков их характер?

4. Учитывая относительную электроотрицательность атомов F, Cl, Na и N, указать смещение электронных пар и соответственно степень окисления каждого элемента в молекулах NF_3 , NCl_3 , Na_3N . Как будут идти реакции взаимодействия указанных нитридов с водой? Написать соответствующие уравнения.

5. Действием каких веществ на: а) азот; б) соль аммония; в) азотную кислоту; г) нитрид алюминия можно получить аммиак. Написать соответствующие уравнения реакций.

6. Какой тип гибридизации атомных орбиталей азота имеет место при образовании молекулы аммиака? Какую геометрическую форму связи с этим имеет эта молекула? Дать схему перекрывания электронных облаков.

7. Учитывая, что молекула NH_3 лучший акцептор протона H^+ , чем молекула H_2O , написать схему равновесия имеющегося в водном растворе аммиака и выражение константы этого равновесия.

8. Сколько связей и каков их характер (ковалентный, ионный, донорно-акцепторный) в молекуле NH_3 ? В ионе NH_4^+ ? Дать их электронные схемы. Какова ковалентность азота в ионе NH_4^+ ?

9. Объяснить образование молекулы NH_4Cl из аммиака и хлорида водорода. Какой характер связи между атомами в этой молекуле? Какой элемент является комплексообразователем? Донором? Акцептором? Лигандами?

10. Написать уравнения реакций, характерных для аммиака: присоединения, замещения, окисления, комплексообразования.

11. Написать уравнения реакций взаимодействия аммиака с ортофосфорной кислотой в молекулярном и ионном виде.

12. Написать уравнения реакций термического разложения, нитрита, нитрата и карбоната аммония.

13. Написать уравнения гидролиза а) хлорида аммония, б) карбоната аммония.

14. Написать формулы оксидов азота в степени окисления +1, +2, +3, +4, +5 и уравнения реакций их получения.

15. Написать электронные схемы молекул: N_2O на основе метода ВС и NO на основе метода МО. Какова ковалентность каждого атома азота в молекуле N_2O ? Пара- или диамагнитна молекула NO ? Чем это объясняется?

16. Какие из оксидов азота будут реагировать с KOH ? Написать соответствующие уравнения реакций.

17. Написать уравнения последовательных реакций промышленного способа получения азотной кислоты из аммиака.

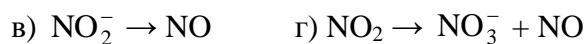
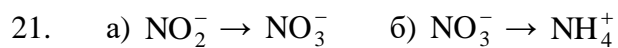
18. Дать электронную схему молекулы азотной кислоты, учитывая возможный ковалентный и донорно-акцепторный характер связи между атомами. Чему равна ковалентность азота в молекуле азотной кислоты?

19. Написать уравнения реакций взаимодействия:

а) концентрированной HNO_3 с серебром и фосфором;

б) разбавленной HNO_3 с медью и магнием

20. Написать уравнения реакций термического разложения нитрата натрия, меди и ртути (II).



Какими реакциями можно осуществить указанные выше превращения? Написать соответствующие уравнение в молекулярной форме.

16. ФОСФОР И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Приборы и реактивы. Тигель, водяная баня, стеклянные палочки, фосфор красный, фосфид кальция, фосфат натрия, дигидрофосфат натрия, хлорид (или бромид) фосфора (V), хлорид фосфора (III); индикаторы: лакмусовая бумажка (синяя), лакмус (нейтральный раствор); растворы: азотной кислоты, соляной кислоты, хлорида кальция, хлорида железа (III), сульфата аммония, ацетата натрия, нитрата ртути (II), нитрата серебра.

16.1. Получение оксида фосфора (V) (фосфорного ангидрида)

Выполнение работы. В фарфоровую чашку, поставленную на асбестовую сетку, положить 0,4-0,5 г красного фосфора. Над чашкой на небольшом расстоянии (около 0,5 см) от сетки укрепить сухую воронку. Зажечь фосфор накаливаемой стеклянной палочкой. Какое соединение осаждается на стенках воронки. Написать уравнение реакции.

Когда весь фосфор сгорит, вложить воронку в кольцо штатива и оставить для следующих опытов. (*Работу проводить в вытяжном шкафу!*)

16.2. Получение фосфорных кислот

а) Получение кислот фосфора из оксида фосфора (V)

Выполнение работы. Оксид фосфора (V), полученный в предыдущем опыте, смыть дистиллированной водой со стенок воронки в пробирку. Когда раствор сделается прозрачным, отлить немного в другую пробирку, нейтрализовать в последней несколькими каплями раствора соды до слабокислой реакции (последнее установить по изменению цвета индикаторной бумажки) и доказать, какая кислота образовалась в результате опыта. Написать уравнения происходящих реакций.

Оставшуюся часть раствора вылить в стакан, добавить 10-15 мл воды и 1-2 мл концентрированного раствора азотной кислоты (для ускорения реакции присоединения) и кипятить 5-10 мин, добавляя воду. Затем отлить немного раствора в пробирку, нейтрализовать раствором соды до слабокислой реакции и добавить раствор AgNO_3 . По цвету осадка установить, закончилась ли реакция присоединения и какая кислота получилась в результате реакции. Если реакция не закончилась, продолжить кипячение оставшейся части раствора еще 5-10 мин, затем провести повторный анализ полученного раствора. Написать уравнения реакций.

б) Получение ортофосфорной кислоты окислением красного фосфора

Выполнение работы. Внести в пробирку небольшое количество красного фосфора (не больше одного микрошпателя) и прибавить 3-5 капель концентрированной азотной кислоты ($\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$). Пробирку закрепить в штативе наклонно и слегка подогреть маленьким пламенем до начала выделения газа. После чего нагревание прекратить. После охлаждения пробирки провести характерную реакцию на ион PO_4^{3-} с молибдатом аммония.

Написать:

- 1) уравнение реакции получения ортофосфорной кислоты, учитывая, что при этом выделяется оксид азота (II);
- 2) уравнения ступенчатой диссоциации ортофосфорной кислоты;

в) Получение фосфорной кислоты из костяной золы или фосфорита

Выполнение работы. Поместить в пробирку немного костяной золы или тонко измельченного фосфорита и добавить раствор серной кислоты (1:1). Смесь прокипятить и затем отфильтровать жидкость от осадка, доказать присутствие в фильтрате ортофосфорной кислоты, используя для опыта раствор молибдата аммония. написать уравнения реакций.

16.3. Характерные реакции остатков фосфорных кислот

Выполнение работы. а) К раствору гидрофосфата натрия прилить раствор AgNO_3 . Что представляет собой выпавший осадок? Каков его цвет? Испытать отношение осадка к раствору азотной кислоты. Написать соответствующие уравнения реакций.

б) К небольшому объему раствора молибдата аммония, подкисленного раствором HNO_3 , прибавит несколько капель раствора H_3PO_4 или его соли. Смесь нагреть. Что наблюдается? Каков вид и цвет осадка?

Уравнение данной реакции:



в) К растворам мета- и дифосфата натрия в отдельных пробирках прилить раствор AgNO_3 . Каков цвет выпавших осадков? Испытать отношение осадков к раствору HNO_3 . Написать уравнения реакций. в какой среде осаждаются соли серебра мета- и дифосфорной кислот?

г) Налить в две пробирки немного раствора белка в воде. Прилить в одну пробирку раствор метафосфата натрия, во вторую – раствор дифосфата натрия, затем в обе пробирки добавить раствор уксусной кислоты. Наблюдать, что происходит с белком в пробирке со смесью метафосфата натрия и уксусной кислоты.

На основании опытов а), б), в) и г) сделать вывод, как определить присутствие ионов мета-, ди- и ортофосфорной кислот в растворе?

16.4. Ортофосфаты некоторых металлов

а) Получение гидрофосфата кальция

Выполнение работы. Внести в пробирку по 4-5 капель растворов хлорида кальция и гидрофосфата натрия Na_2HPO_4 .

Отметить цвет выпавшего осадка. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

б) Осаждение фосфата железа и алюминия в присутствии ацетата натрия

Выполнение работы. В две пробирки внести 3-4 капли растворов солей: в первую – хлорида железа (III), во вторую – хлорида или сульфата алюминия. Добавить в каждую из пробирок по 2- капли растворов ацетата натрия и гидрофосфата натрия Na_2HPO_4 . Отметить цвета выпавших осадков.

В данном случае в растворах солей алюминия и железа (III), буферированных ацетатом натрия, получаются средние фосфаты этих металлов, нерастворимые в уксусной кислоте:



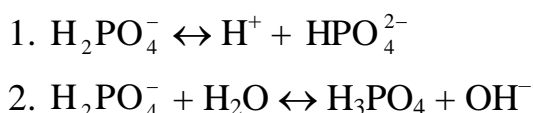
Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

16.5. Гидролиз некоторых соединений фосфора

а) Гидролиз ортофосфатов натрия

Выполнение работы. В три пробирки внести по 5-6 капель растворов нейтрального лакмуса. Одну пробирку оставить как контрольную, во вторую добавить 3-4 кристалла фосфата натрия, в третью – столько же дигидрофосфата натрия. содержимое второй и третьей пробирок тщательно размещать чистыми стеклянными палочками до полного растворения солей. Отметить изменение окраски лакмуса по сравнению с окраской в контрольной пробирке.

На увеличении концентрации каких ионов указывает изменение окраски лакмуса при растворении фосфата натрия и дигидрофосфата натрия? написать уравнение первой ступени гидролиза фосфата натрия в молекулярной и ионной форме. Кислотность раствора NaH_2PO_4 обусловлена тем, что из двух реакций:



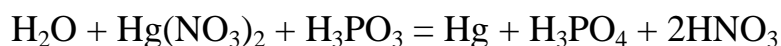
первая – диссоциация HPO_4^{2-} -иона – протекает более интенсивно, чем гидролиз этого иона, так как сопровождается образованием более слабого электролита HPO_4^{2-} по сравнению с H_3PO_4 ($K_{\text{дис.}} \text{HPO}_4^{2-} = 4,5 \cdot 10^{-12}$; $K_1 \text{H}_3\text{PO}_4 = 7,9 \cdot 10^{-3}$).

б) Гидролиз галогенидов фосфора

Выполнение работы. В пробирку поместить 3-5 капель хлорида или бромида фосфора (V) и добавить столько же дистиллированной воды. отметить выделение газа. Поднести к отверстию пробирки синюю лакмусовую бумажку. Испытать действие насыщенного раствора молибдата аммония на полученный раствор, как было указано в опыте 2.1. Что наблюдается?

Повторить опыт с галогенидом фосфора (III). В этом случае при гидролизе вместе с галогеноводородом получается фосфористая кислота H_3PO_3 . Обнаружить фосфористую кислоту можно, добавив в пробирку с полученным раствором 2-3 капли раствора соли $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$. Выпадение серого осадка

– мелко раздробленной металлической ртути – указывает на присутствие в растворе фосфористой кислоты:



Какие продукты получились при гидролизе галогенида фосфора (V) и какие – при гидролизе галогенида фосфора (III)? Написать уравнения реакций гидролиза.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

1. Написать электронную формулу атома фосфора. Какова максимальная ковалентность фосфора? Какие степени окисления проявляет фосфор в соединениях?

2. Какие аллотропические модификации фосфора существуют? Объясните различную химическую активность аллотропических модификаций фосфора.

3. перечислить важнейшие химические свойства фосфора. Написать уравнения реакций окисления, восстановления и диспропорционирования фосфора.

4. Написать уравнения реакций получения фосфина. Сравнить электродонорные свойства фосфина и аммиака, объяснить их различие. Какие свойства проявляет фосфин в окислительно-восстановительных реакциях?

5. Написать графические формулы оксидов фосфора (III) и (V). Каковы химические свойства оксидов? Написать уравнения реакций ступенчатой гидратации оксида фосфора (V).

6. Написать графические формулы фосфорных кислот: фосфорноватистой, фосфористой, мета-, орто- и дифосфорной. Показать характер химических связей, тип гибридизации, координационные числа фосфора. Какова сила основность кислот фосфора? Какие кислоты фосфора проявляют восстановительные свойства?

7. Перечислить способы получения ортофосфорной кислоты. Написать уравнения реакций.

8. Написать уравнения реакций гидролиза галогенидов фосфора (III) и (V).

9. Написать уравнения реакций получения соединений фосфора с неметаллами и металлами.

10. Перечислить важнейшие сферы применения фосфора и его соединений, в особенности производство минеральных удобрений.

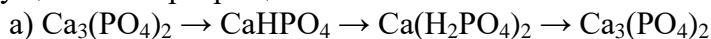
11. Сколько 96%-ной H_2SO_4 плотностью 1,84 и фосфорита, содержащего 80% $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, нужно затратить для получения 20 т суперфосфата?

12. Какой объем 0,1 н. раствора NaOH необходим для нейтрализации до вторичного фосфата фосфорной кислоты, полученной из 0,31 г $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$?

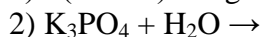
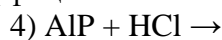
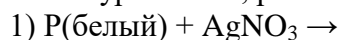
13. При сгорании 3 г фосфора получилось 6,87 г окисла. Какова истинная формула этого окисла, если плотность его пара по воздуху равна 9,8?

14. Какое количество фосфорита, содержащего 30% P_2O_5 , потребуется для получения 1 кг фосфора, если его выход его составляет 90% от теоретического?

15. Осуществить превращения:



16. Дописать уравнения, расставить коэффициенты:



17. МЫШЬЯК, СУРЬМА, ВИСМУТ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Приборы и реактивы. Весы с разновесом, штатив с кольцом и лапкой, горелка, фарфоровая чашка, стакан, мерный цилиндр емкостью 25 мл, пробирки, асбестовая сетка; сурьма (порошок), висмут, нитрат висмута, карбонат натрия, хлорид сурьмы (III) и (V), висмутат натрия, индикаторная бумага; растворы азотной кислоты, серной кислоты, гидроксида натрия, аммиака, нитрата серебра; йодная вода, крахмальный клейстер.

17.1. Свойства мышьяковистого ангидрида и арсенитов

Выполнение работы. а) Нагреть в пробирке немного мышьяковистого ангидрида с 2-3 мл воды. испытать раствор лакмусовой бумажкой. Написать уравнение реакции.

б) В ту же пробирку прибавить немного раствора NaOH и снова нагреть. Наблюдать растворение As_2O_3 . Написать уравнение реакции. раствор сохранить для следующих опытов.

в) К небольшому количеству As_2O_3 прибавить 2-3 мл концентрированной соляной кислоты. нагреть. Наблюдать растворение As_2O_3 . Написать уравнение реакции. какими свойствами обладает мышьяковистая кислота? На какие ионы распадается в растворе?

г) К 2-3 мл раствора арсенита натрия добавит йодную воду. Объяснить наблюдаемое обесцвечивание раствора. написать уравнение реакции. какие свойства арсенит натрия проявляет в этом опыте.

д) К свежеприготовленному раствору арсенита натрия (опыт б) прибавить раствор азотнокислого серебра. наблюдать образование желтого осадка Ag_2AsO_3 . Написать уравнение реакции.

(Все опыты проводить в вытяжном шкафу!)

17.2. Получение и свойства мышьяковой кислоты и ее солей

Выполнение работы. а) В фарфоровую чашку положить около 0,5 г оксида мышьяка (III) и добавить 5 мл концентрированного раствора HNO_3 . Смесь нагреть на малом пламени горелки до окончания реакции (что выделяется?). Затем раствор выпарить досуха (зачем?). Полученный продукт растворить в воде, раствор испытать индикаторной бумажкой. написать уравнение реакции. Раствор оставить для следующего опыта. *(Опыт проводить в вытяжном шкафу!)*

б) К раствору мышьяковой кислоты, (из опыта а), или к раствору арсената натрия прилить раствор нитрата серебра. отметить вид и цвет полученного осадка. Написать уравнение реакции.

Как пользуясь раствором нитрата серебра, распознать присутствие в водном растворе ионов $[As(OH)_4]^-$ и AsO_4^{3-} .

в) К 1 мл раствора йодистого калия добавить 2-3 мл концентрированного раствора соляной кислоты и немного раствора арсената натрия. Наблюдать изменение цвета раствора и объяснить его. Прodelать опыт, подтверждаю-

щий предложенное объяснение. Написать уравнение реакции. Какие свойства проявляет арсенат натрия в этой реакции?

Сравнить этот опыт с опытом 3.1. г и сделать вывод, как, используя окислительно-восстановительные реакции, распознать присутствие в водном растворе ионов $[\text{As}(\text{OH})_4]^-$ и AsO_4^{3-} .

17.3. Взаимодействие сурьмы с растворами кислот

а) Взаимодействие с серной кислотой

Выполнение работы. Внести в пробирку несколько маленьких кристаллов сурьмы и добавить немного концентрированной H_2SO_4 . Закрепить пробирку вертикально в штативе и нагреть осторожно небольшим пламенем горелки. Какой газ выделяется в результате реакции? Какие продукты реакции остаются в растворе? Написать уравнение реакции?

б) Взаимодействие с азотной кислотой

Выполнение работы. Немного порошка сурьмы нагревать в пробирке с концентрированным раствором HNO_3 до тех пор, пока весь металл не превратится в белый, почти нерастворимый в H_2O и HNO_3 порошок сурьмяной кислоты. Полученный осадок имеет состав $x\text{Sb}_2\text{O}_5 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Координационная формула наиболее важной из сурьмяных кислот имеет вид $\text{H}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$. Написать уравнение реакции. сравнить продукты реакции, получившиеся при взаимодействии сурьмы с концентрированными растворами HNO_3 и H_2SO_4 (см. опыт а).

Осадок сурьмяной кислоты разделить на две пробирки. Испытать отношение осадка к раствору NaOH и концентрированному раствору HCl . Сделать вывод о химических свойствах сурьмяной кислоты. написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

17.4. Получение и свойства гидроксида сурьмы (III)

Выполнение работы. К раствору хлористой сурьмы приливать по каплям раствор едкого натра до выпадения осадка. Избегать избытка щелочи. Отметить цвет и вид осадка. Написать уравнение реакции.

Разделить полученный осадок на две части. Испытать его отношение к раствору, т.е. в одну пробирку прилить разбавленную соляную кислоту, в другую – раствор едкого натра до растворения осадка. Растворы сохранить. Сделать вывод о химических свойствах гидроксида сурьмы (III). Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

17.5. Гидролиз солей трехвалентной сурьмы

Выполнение работы. Немного хлорида сурьмы (III) растворить в нескольких каплях воды. Раствор испытать индикаторной бумажкой. Объяснить изменение цвета индикатора. Прибавить дистиллированной воды до появления осадка. Почему при разбавлении раствора появляется осадок?

Написать уравнение реакции гидролиза хлорида сурьмы (III), учитывая, что выпавший осадок представляет собой оксохлорид сурьмы (III) SbOCl .

Добавить к полученному осадку несколько капель концентрированного раствора HCl . Наблюдать происходящие изменения. Объяснить наблюдаемые явления. Написать уравнение реакции.

При дальнейшем разбавлении раствора водой осадок снова выпадает. Дать объяснение.

17.6. Получение и свойства гидроксида висмута (III)

Выполнение работы. Из нитрата висмута (III) получить гидроксид висмута (III). Написать уравнение реакции получения гидроксида висмута (III). Испытать отношение полученного осадка к разбавленным осадкам и избытку щелочи. Что наблюдается? Какие свойства проявляет гидроксид висмута? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

17.7. Окислительные свойства висмутатов

Выполнение работы. В раствор сульфата марганца (II), подкисленного 2 н. раствором HNO_3 , внести немного твердого висмутата натрия или калия. Отметить окраску раствора, присущую иону MnO_4^- . Написать уравнение реакции и схему перехода электронов. Какие свойства проявляет в этой реакции висмутат натрия? Какова роль азотной кислоты?

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

1. Написать электронные формулы атомов мышьяка, сурьмы и висмута. Как изменяются свойства элементов и образуемых ими простых веществ в главной подгруппе V группы?

2. Написать уравнения реакций получения из природных соединений свободных As, Sb и Bi.

3. Каково отношение As, Sb и Bi к воде, HCl и H_2SO_4 (разб.)?

4. Написать уравнения реакций As, Sb и Bi с концентрированными H_2SO_4 и HNO_3 .

5. Объяснить, пользуясь представлениями о строении молекул, как изменяются прочность, восстановительная способность и электродонорные свойства водородных соединений элементов главной подгруппы V группы.

6. Сравнить кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов As (III), Sb (III) и Bi (III). Написать уравнения реакций получения гидроксидов этих элементов. Объяснить причину амфотерности гидроксидов As (III) и Sb (III).

7. Каковы кислотно-основные свойства и способы получения оксидов и гидроксидов As (V) и Sb (V)? Написать соответствующие уравнения реакций.

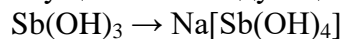
8. Какие свойства проявляют соединения, содержащие As, Sb и Bi в степенях окисления +3 и +5, в окислительно-восстановительных реакциях? Как изменяются эти свойства от мышьяка к висмуту? Привести примеры.

9. Написать уравнения реакций гидролиза хлорида висмута (III) и указать, как можно сместить равновесие гидролиза.

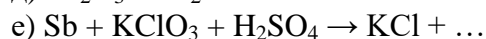
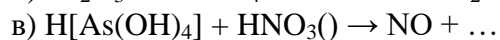
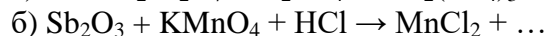
10. Написать молекулярные формулы следующих соединений: арсената кальция, дигидроарсената натрия, метарасенита калия, арсина, арсенида калия, висмутида магния, оксосульфата сурьмы (III), гексагидростибата (V) натрия, оксосульфата висмута (III).

11. В растворе находятся ионы Bi^{3+} и Sb^{3+} . Действием каких реактивов можно разделить эти ионы? Написать уравнения реакций.

12. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



13. Закончить уравнения реакций, расставить коэффициенты, указать окислитель и восстановитель:



14. Какой объем воздуха (при н.у.) потребуется для обжига 1 т висмутового блеска, содержащего 82% Bi_2S_3 ?

15. Какое количество вещества оксида мышьяка (III) может быть окислено в мышьяковую кислоту 20 мл 64%-ного раствора HNO_3 ($\rho = 1.4 \text{ г/см}^3$), если HNO_3 восстанавливается до NO ?

18. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

Приборы и реактивы. Вольтметр, полоски цинка, железные и медные проволоки, цинковая и медная пластинка, оловянная фольга, микростаканы, медные и алюминиевые электроды; растворы медного купороса, сульфата цинка, сульфата натрия, гексацианно-феррата(III) калия.

18.1. Изучение активностей металлов

Выполнение работы. В конические пробирки налить по 1 мл растворов солей цинка, железа (II), кадмия, олова (II), меди (II) и серебра и опустить в эти растворы одинаковые узкие полоски цинка, по одной в пробирку, кроме пробирки с раствором соли цинка. Что происходит с поверхностью цинка? Написать уравнения реакций в ионной форме.

Повторит опыт, опустив в растворы солей вместо полосок цинка очищенные железные проволочки, по одной в пробирку, кроме пробирки с раствором соли железа. Из каких растворов солей железо вытесняет металлы?

Наконец, в те же растворы опустить медные проволочки, по одной в пробирку, кроме раствора с солью меди. Какие металлы может вытеснять медь?

Нарисовать таблицу по следующему образцу:

Соли	Zn ²⁺	Fe ²⁺	Cd ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺
Металл Zn						
Металл Fe						
Металл Cu						

Заполнить таблицу согласно своим наблюдениям: поставить по горизонтальной линии плюс под каждым ионом металла, который вытесняется из раствора его соли цинком, железом, медью.

Расположить испытуемые металлы по активности в ряд и сравнить их расположение с положением соответствующих металлов в электрохимическом ряду напряжений.

18.2. Приготовление гальванического элемента

Выполнение работы. Два микростакана заполнить на половину: один 1 н. раствором медного купороса, другой 1 н. раствором сульфата цинка. Приготовить два электрода: медную пластинку с припаянным к ней звонковым приводом и такую же пластинку из цинка, тоже с токоотводной проволочкой. Погрузить в стакан с раствором медного купороса медную пластинку, а в стакан с раствором сульфата цинка – цинковую пластинку. Наполнить электролитический ключ раствором сульфата калия и закрыть зажим, чтобы раствор не вытекал. После этого концы электролитического ключа опустить в растворы обоих стаканов. Проволочки от медной и цинковой пластинок

присоединить к вольтметру. Вся установка должна быть заранее соответствующим образом смонтирована, стаканчики и электроды закреплены.

Наблюдать отклонение стрелки вольтметра. Почему она отклоняется? Написать суммарное уравнение реакции. Вычислить э.д.с. элемента и сравнить ее с измеренной.

18.3. Электрохимическая коррозия металлов

Выполнение работы. Две конические пробирки заполнить наполовину дистиллированной водой и добавить в каждую по 2-3 капли 2 н. раствора серной кислоты и по 2-3 капли раствора гексацианноферрата(III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Перемешать растворы стеклянной палочкой.

Взять две железных проволочки, хорошо очищенные наждаком. Одной проволочкой плотно обмотать небольшую цинковую пластинку, другой – оловянную фольгу. Опустить пластинки в пробирки с растворами. Через некоторое время наблюдать синее окрашивание в растворе, где находится оловянная фольга в контакте с железом. Чем оно вызвано? Почему синее окрашивание в другой пробирке появляется очень медленно?

Объяснить, как влияет образование гальванических пар на коррозию металлов. Как будет протекать коррозия у следующих пар металлов: медь – железо, железо – алюминий, медь – олово?

18.4. Электролиз водных растворов

а) Электролиз водного раствора медного купороса

Выполнение работы. В микро стакан налить 15-20 мл 2 М раствора медного купороса и подкислить 2 каплями 2 н. раствора серной кислоты. Погрузить в раствор электроды, предварительно соединенные проводом с источником тока – аккумулятором или гальваническим элементом. В качестве электродов взять: анод – из небольшой медной полоски, катод – из небольшой полоски алюминия. Последнюю необходимо очистить, сполоснув сначала разбавленной соляной кислотой, затем дистиллированной водой.

Наблюдать, что происходит с электродами. На каком электроде происходит восстановление? На каком – окисление? Как будет протекать процесс в том случае, если оба электрода будут угольные?

Для обоих случаев написать схемы электролиза.

Вся установка в этом опыте должна предварительно смонтирована на специальной переносной подставке, а микро стакан и электроды прочно закреплены.

Вместо стаканчика можно взять U-образную трубочку (электролизер), металлические электроды изготовить из проволочки соответствующих металлов, а графитовые электроды – из сердечника простого карандаша. Электроды вставляются в каучуковые пробки, которые плотно закрывают отверстия электролизера. Пробки должны иметь выходы для образующихся газов. Электроды соединяются с источником постоянного тока или через трансформатор и выпрямитель с электросетью.

б) Электролиз водного раствора иодида калия

Выполнение работы. Опыт проводится аналогично предыдущему. Электроды – угольные (графитовые). К 0,5 н. раствору иодида калия прибавляется несколько капель крахмального клейстера и 1-2 капли фенолфталеина. Пропускать ток в течение 10 мин. Наблюдать, что происходит на электродах. Почему в растворе у катода обнаруживается щелочная реакция? Написать суммарное уравнение электролиза.

в) Электролиз водного раствора сульфата натрия

Выполнение работы. В электролизер (U-образную трубку) налить 1 н. раствор сульфата натрия. К раствору прибавить 1-2 капли фиолетового раствора лакмуса. Угольные электроды погрузить в электролизер и пропускать ток в течение 6 мин. Наблюдать изменение окраски раствора, а также выделение пузырьков газа на электродах.

Написать уравнение реакций, протекающих на электродах. Изменяется ли концентрация раствора сульфата натрия в результате электролиза?

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

1. Что называется стандартным электродным потенциалом?
2. Как влияет на потенциал металла концентрация ионов металла?
3. Пользуясь данными таблицы 12 Приложения, объяснить, из каких металлов надо составить гальванический элемент, чтобы он имел наибольшую э.д.с.
4. В какой последовательности выделяются на катоде металлы при электролизе раствора, содержащего ионы Ni^{2+} , Cu^{2+} , Fe^{3+} ?
5. Какой силы должен быть ток, чтобы при пропускании его через расплав MgSO_4 выделить на катоде 6 г магния за 10 ч?
6. В растворе находилось 0,1 моль HgCl_2 и 0,2 моль CuCl_2 . Какие вещества и в каком количестве выделяются на угольных электродах, если через раствор пропустить ток в 10 А в течение 1 ч?
7. Как можно определить опытным путем величину стандартного электродного потенциала цинка? Начертить схему гальванического элемента, написать уравнения электродных реакций и общее уравнение реакции.
8. Вычислить э.д.с. элемента $(-)\text{Cd}|\text{Cd}^{2+}||\text{Ag}^+|\text{Ag}(+)$, если активность ионов $a(\text{Ag}^+) = 0,1$ и $a(\text{Cd}^{2+}) = 0,001$ моль/л.
9. Полоски магния и цинка соединены проволокой и опущены в 1 М растворы своих солей, которые соединены электролитическим ключом. Указать направление движения электронов и вычислить величину э.д.с. элемента.
10. Составить схемы двух гальванических элементов, в которых железо служило бы сначала катодом, а затем анодом. Написать уравнения реакций, протекающих при работе этих элементов.
11. Вычислить концентрацию ионов Mn^{2+} , если известно, что марганцовый электрод в растворе его соли имеет потенциал $-1,23$ В.
12. Рассчитать э.д.с. гальванического элемента и написать уравнения происходящих реакций, если он составлен из железной и свинцовой пластинок, опущенных в 0,1 М растворы нитратов этих металлов.
13. Составить схемы электролиза водных растворов AgNO_3 , K_2CO_3 . Электроды угольные.

14. Какие процессы происходят на аноде и на катоде при электролизе раствора FeCl_2 , если электроды: а) угольные, б) железные?

15. Через водный концентрированный раствор NaCl (электроды угольные) пропускали ток сначала при перемешивании раствора, а затем без перемешивания, отделив в последнем случае анод от катода асбестовой диафрагмой. Какие реакции происходили у электродов в первом и втором случаях?

16. Через последовательно соединенные электролитические ванны с платиновыми электродами пропускали ток. В первой ванне была подкисленная вода, во второй – раствор AgNO_3 и в третьей – раствор CuCl_2 . Какие продукты выделились на электродах во всех трех ваннах, и сколько их получилось по массе, если в первой ванне выделилось на катоде 1 мг водорода?

17. Определить атомную массу индия (III), если для выделения 1 г индия потребовалось пропустить через раствор 2521 Кл электричества.

18. Соль $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ может быть получена электролизом кислого раствора сульфата аммония при низкой температуре. Сколько необходимо затратить электричества, чтобы получить один моль этой соли, если выход по току равен 70%?

19. В чем сущность химической и электрохимической коррозии металлов?

20. Для каких металлов опасна щелочная среда?

21. Какие существуют методы защиты от коррозии? В чем сущность каждого метода?

22. Объяснить сущность процесса коррозии железа, покрытого цинком, и железа, покрытого оловом. Будет ли это покрытие электрохимической защитой при повреждении слоя олова?

19. ОЛОВО, СВИНЕЦ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Приборы и реактивы. Весы с разновесом, штатив металлический с кольцом и лапкой, фарфоровая ступка с пестиком; олово, цинк (гранул.), свинец (кусочки), оксид олова (IV), оксид свинца (IV), сурик, хлорид цинка, фильтровальная бумага, индикаторная бумага; растворы серной, соляной, азотной кислоты, гидроксида натрия, гидроксида калия, йодида калия, хромата калия, сульфата натрия, хлорида натрия.

19.1. Взаимодействие олова с кислотами

Выполнение работы. а) В пробирки, содержащие разбавленные H_2SO_4 и HCl , опустить кусочки олова. Наблюдать отношение металла к кислотам сначала на холоде, а потом при нагревании.

б) В пробирку, содержащую разбавленную HNO_3 , опустить кусочек олова. Дать кислоте реагировать с металлом на холоде в течение 5-10 мин. Затем слить жидкость и доказать с помощью химической реакции, что в растворе образовалась соль аммония. Написать уравнение реакции взаимодействия олова с кислотой.

в) В пробирку с концентрированной HCl бросит несколько кусочков олова и слегка подогреть. Когда большая часть металла прореагирует с кислотой, несколько капель раствора упарит на часовом стекле. Написать уравнение реакции.

г) Нагреть в пробирке кусочек олова с концентрированной H_2SO_4 . Определить по запаху выделяющийся газ (осторожно!). написать уравнение реакции.

(Все работы проводить в вытяжном шкафу!)

19.2. Взаимодействие олова со щелочами

Выполнение работы. В пробирку с крепким раствором NaOH положить маленький кусочек олова и кипятить в течение нескольких минут. Наблюдать растворение олова и выделение водорода. Написать уравнение реакции.

19.3. Получение α - и β -оловянных кислот, изучение их свойств

Выполнение работы. а) В пробирку к небольшому количеству раствора SnCl_2 прибавлять по каплям раствор аммиака до образования белого объемистого осадка α -оловянной кислоты. доказать, что α -оловянная кислота обладает амфотерными свойствами. Написать уравнение в молекулярной и ионной формах.

б) Кусочек олова облить в фарфоровой чашке азотной кислотой плотности 1,2 и нагреть до кипения. Наблюдать образование белого осадка β -оловянной кислоты. Разбавить содержимое пробирки водой и отделить осадок декантацией. Разделить осадок на две части. К одной части прибавить

концентрированную HCl, а к другой – крепкий раствор KOH. В обоих случаях осадок не растворяется (почему?).

19.4. Получение сульфидов олова

Выполнение работы. а) Налить в две пробирки небольшой объем раствора хлорида олова (II). Получить сульфид олова, используя в качестве осадителя в одной пробирке сульфид аммония, а в другой – сероводородную воду. Отметить цвет и характер полученного сульфида. Оценить полноту осаждения в том и в другом случае. Объяснить наблюдаемые явления. Испытать отношение сульфида олова (II) к раствору HCl. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

б) Повторить предыдущий опыт, взяв в качестве исходного вещества хлорид олова (IV). Отметить цвет и характер осадка.

19.5. Взаимодействие свинца с кислотами

Выполнение работы. В шесть пробирок поместить по 2 кусочка свинца и подействовать в отдельности разбавленными и концентрированными растворами HCl, H₂SO₄ и HNO₃ сначала при комнатной температуре, а затем при нагревании. Наблюдать происходящие явления. написать уравнения реакций. При объяснении результатов опытов воспользоваться данными таблиц растворимости солей и электрохимического ряда напряжений.

(Работу проводить в вытяжном шкафу!)

19.6. Взаимодействие двуоксида свинца со щелочами

Выполнение работы. Небольшое количество PbO₂ облить в фарфоровой чашке крепким раствором KOH и нагреть. Наблюдать постепенное растворение PbO₂ вследствие образования пюмбата калия. Написать уравнение реакции.

19.7. Амфотерность гидроксида свинца (II)

Выполнение работы. Из имеющейся в лаборатории растворимой соли свинца (II) получить его гидроксид действием раствора щелочи. Отметить цвет и характер осадка. Написать уравнение реакции. Разделить осадок на две пробирки. В одну из них прибавить раствор HNO₃, в другую – избыток щелочи. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Какими свойствами обладает гидроксид свинца (II)?

19.8. Окислительные свойства оксида свинца (IV)

Выполнение работы. В пробирку насыпать немного PbO₂, затем прибавить 10-15 мл 30%-ной H₂SO₄ и 2-3 капли разбавленного раствора MnSO₄. Кипятить содержимое пробирки в течение 1-2 мин и дать жидкости отстоять. Наблюдать окрашивание раствора в фиолетовый цвет вследствие образова-

ния HMnO_4 . На дне пробирки остается осадок, состоящий из избытка PbO_2 и белого PbSO_4 , образовавшегося в результате восстановления двуокиси свинца. Написать уравнение реакции. Реакция эта применяется в аналитической химии для открытия марганца.

19.9. Определение валентности свинца в сурике

Выполнение работы. Ознакомиться с соединением Pb_3O_4 – свинцовым суриком. Отметить его цвет, отношение к воде.

К небольшой массе сурика прилить разбавленный раствор HNO_3 и нагреть до изменения цвета осадка (образуется PbO_2). Слить раствор с осадка в другую пробирку и одной из аналитических реакций доказать наличие в растворе ионов Pb^{2+} . Написать уравнение реакции взаимодействия Pb_3O_4 и HNO_3 . Указать степень окисления атомов свинца в сурике.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

1. Написать электронные формулы атомов олова и свинца.
2. Написать уравнения реакций взаимодействия олова и свинца с соляной, серной и азотной кислотами.
3. Охарактеризовать отношение олова и свинца к щелочам. Написать уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной форме.
4. Каковы кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов олова и свинца? Привести примеры соответствующих реакций. написать уравнения реакций.
5. Какую степень окисления проявляют атомы олова и свинца в соединениях? Дать характеристику окислительно-восстановительных свойств этих соединений. Написать уравнения соответствующих реакций.
6. Как можно обнаружить ионы Sn^{2+} и Pb^{2+} , находящиеся в растворе? Составить уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной форме.
7. У какого из оксидов более выражены основные свойства: а) PbO или SnO ; б) PbO или PbO_2 ? Чем это объясняется?
8. Написать графические формулы Pb_2O_3 и Pb_3O_4 . К какому классу соединений можно отнести эти вещества?
9. Как доказать опытным путем амфотерность гидроксида олова (II)? Написать уравнения реакций.
10. Произойдут ли реакции между следующими веществами в растворе: а) SnCl_2 и FeCl_3 ; б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и Cd ; в) FeCl_2 и $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; г) SnCl_2 и Cu (см. Приложение, табл. 12)?
11. Дописать уравнения реакций:
 - а) $\text{KI} + \text{Pb}_3\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$
 - б) $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \dots$
 - в) $\text{SnCl}_2 + \text{HNO}_2 + \text{HCl} \rightarrow$
 - г) $\text{SnCl}_4 + \text{Zn} \rightarrow$
12. Какая из солей больше подвержена гидролизу: а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ или $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$; SnCl_2 или SnCl_4 ? Дать объяснение.
13. Какой объем 2 н. раствора NaOH требуется прибавить к 200 г 5%-ного раствора SnCl_2 , чтобы перевести его полностью в тетрагидрохсокомплекс?
14. К 5 г сурика добавили 20 мл 60%-ного раствора HNO_3 ($\rho = 1,37 \text{ г/см}^3$), раствор с осадком нагрели, а затем разбавили водой до 2000 мл. Определить массу осадка и нормальную концентрацию соли в растворе.

15. Какой объем (при н.у.) оксида азота (IV) выделится, если 50 г сплава, содержащего 70% меди и 30% олова, обработать избытком концентрированного раствора азотной кислоты?

16. Определить массовую долю (%) растворенного вещества и нормальную концентрацию раствора SnCl_2 , полученного при смешивании 250 мл 22%-ного раствора ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$) и 150 мл 4%-ного раствора ($\rho = 1,03 \text{ г/см}^3$).

17. При нагревании смеси нитратов натрия и свинца (II) образовалось 22,3 г PbO и выделилось 6,72 л смеси газов. Определить массу исходной смеси солей.

18. Определить массу свинцовой пластинки после выдерживания ее в растворе, содержащем 1,88 г $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, если весь нитрат меди вступил в реакцию, а исходная масса свинца составляла 6 г.

20. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Приборы и реактивы. Мерный цилиндр емкостью 10 мл, штатив с пробирками, горелка; цинк, хлорид хрома (III) (кристаллы); растворы гидроксида натрия, аммиака, азотной кислоты, хлорида железа (III), сульфата железа (II), соли Мора, йодида калия, нитрата серебра.

20.1. Образование комплексных соединений

Выполнение работы. а) Налить в пробирку 1-2 мл раствора AgNO_3 и добавить немного раствора NaCl . К образовавшемуся осадку приливать раствор аммиака до его растворения. Составить уравнение реакции, учитывая, что координационное число Ag^+ равно двум. Объяснить происходящие изменения.

б) Налить в пробирку 1-2 мл раствора CuCl_2 и прибавлять по каплям раствор аммиака до образования осадка $\text{Cu}(\text{OH})_2$, затем прилить избыток раствора аммиака до растворения осадка. Сравнить окраску ионов Cu^{2+} с окраской полученного раствора. Присутствие каких ионов сообщает окраску раствору? Написать уравнение реакции получения комплексного основания и его координационную формулу, учитывая, что координационное число Cu^{2+} равно четырем. Какое основание является более сильным: гидроксид меди (II) или соответствующее комплексное соединение? Почему?

в) К 1-2 каплям нитрат ртути (II) (*сильный яд!*) добавит по каплям разбавленный раствор KI до образования осадка HgI_2 . Затем прилить избыток раствора KI до растворения осадка. Написать уравнения реакций и координационную формулу полученного комплексного соединения, учитывая, что координационное число Hg^{2+} равно четырем.

г) В пробирку с 2-3 мл раствора $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ добавлять по каплям 0,5 н. раствор KI до выпадения осадка BiI_3 . Затем добавит еще несколько капель раствора KI до растворения выпавшего осадка. Каков цвет полученного раствора? Может ли эта окраска обуславливаться присутствием ионов K^+ , I^- , Bi^{3+} ? Написать уравнения реакций образования и диссоциации комплексного соединения и его координационную формулу, учитывая, что координационное число Bi^{3+} равно четырем.

20.2. Свойства (прочность и разрушение) комплексных ионов

Выполнение работы. а) Налить в пробирку 1-2 мл раствора $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ и добавить туда кусочек цинка. Что произойдет? Записать уравнение реакции образования комплексного аммиаката цинка, учитывая, что координационное число Zn^{2+} равно четырем.

Объяснить, пользуясь таблицей констант нестойкости комплексных ионов, причину вытеснения цинком серебра из его аммиачного комплексного иона.

б) Налить в две пробирки одинаковые объемы раствора AgNO_3 . В одну из них добавить раствор NaOH , в другую – KI . Записать наблюдения.

Эти реакции характерны для иона Ag^+ и могут быть использованы для его обнаружения. Составить уравнения реакций.

Раствор $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ налить по 1 мл в две пробирки. В одну пробирку прилить раствор NaOH , а в другую – KI . Что происходит? Написать уравнение диссоциации комплексного иона $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ и выражение константы нестойкости его. Дать объяснение наблюдаемым явлениям, пользуясь уравнением диссоциации комплексного иона и правилом произведения растворимости.

в) Получить в пробирке осадок AgCl . Затем добавлять 1 н. раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ до полного растворения осадка. Написать уравнение реакции образования $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$. К полученному раствору комплексного соединения добавить раствор KI . Сравнить результаты с полученным в опыте 20.2, б. Написать выражения для констант нестойкости аммиачного и тиосульфатного комплексов серебра и решить по результатам опытов 20.2, б и в, какая константа имеет большее значение. Проверить вывод (см. Приложение, табл. 13).

г) Налить в пробирку 1-2 мл раствора $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ и добавлять разбавленную HNO_3 до выпадения осадка AgCl . Объяснить наблюдаемые явления, исходя из того, что константы нестойкости ионов $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ и NH_4^+ соответственно равны $6,8 \cdot 10^{-8}$ и $6,8 \cdot 10^{-10}$.

д) Налить в две пробирки одинаковые объемы раствора CuCl_2 . В одну из них добавить раствор NaOH , в другую – раствор $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Отметить цвет образующихся осадков. Эти реакции можно использовать для открытия ионов Cu^{2+} . Составить уравнения реакций.

Раствор $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ разделить поровну в две пробирки. В одну прилить раствор NaOH , а в другую – раствор $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Что наблюдается? Написать уравнения происходящих реакций.

Дать объяснение наблюдаемым явлениям, исходя из данных о величинах произведений растворимости $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и CuS и константы нестойкости $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ (см. Приложение, табл. 9 и 13).

20.3. Влияние концентрации раствора на комплексообразование

Выполнение работы. а) К нескольким каплям раствора CoCl_2 в пробирке прилить концентрированный раствор KSCN . Наблюдать изменения цвета раствора вследствие образования комплексной соли $\text{K}_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$. Разбавить полученный раствор водой. Объяснить изменение его цвета. Написать уравнения реакций. Какое влияние оказывает концентрация раствора на комплексообразование?

б) На часовое стекло поместить каплю насыщенного раствора AgNO_3 и добавить по каплям насыщенный раствор йодистого калия до исчезновения первоначально образовавшегося желтого осадка AgI . При растворении осадка получается комплексная соль $\text{K}[\text{AgI}_2]$. Прибавить к раствору воды. наблю-

дать появление мути вследствие разложения комплекса с образованием AgI. Написать уравнения реакций.

20.4. Обменные реакции комплексных соединений

Выполнение работы. а) В коническую пробирку внести 2-3 капли свежеприготовленного раствора соли Мора, подкислить одной каплей 2 н. раствора HCl (подкисление благоприятствует течению реакции) и добавить 2 капли раствора гексацианноферрата(III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Содержимое пробирки разбавить дистиллированной водой. Каков цвет осадка? Как называется осадок? Написать уравнение реакции. Испытать отношение осадка к раствору щелочи.

б) Внести в коническую пробирку 2 капли раствора соли (например, хлорида) железа (III), подкислить одной каплей 2 н. HCl и добавить 2 капли раствора гексацианноферрата(II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$. Содержимое пробирки разбавить водой. Каков цвет осадка и как называется осадок? Написать уравнение реакции. Испытать отношение осадка к раствору щелочи.

20.5. Окислительно-восстановительные реакции комплексных соединений

Выполнение работы. Внести в пробирку 2-3 капли раствора тетрацианоникелата(II) калия $K_2[Ni(CN)_4]$, подщелочить каплей раствора гидроксида калия и добавить 2 капли бромной воды. Наблюдать изменение цвета бромной воды в результате окислительно-восстановительной реакции. Написать уравнение реакции и подобрать коэффициенты методом электронного баланса.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

1. Для каких элементов периодической системы Д.И. Менделеева характерно образование комплексных соединений?

2. В чем различие двойных и комплексных солей?

3. Определить степень окисления и координационное число комплексообразователя в следующих комплексных соединениях и записать их названия:

- | | |
|-------------------------|-------------------------------|
| а) $K[AuBr_4]$ | д) $Cu_2[Fe(CN)_6]$ |
| б) $[Cd(NH_3)_4](OH)_2$ | е) $K_3[Co(NO_2)_6]$ |
| в) $Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$ | ж) $Ba[Cu(SCN)(CN)_3]$ |
| г) $K[Pt(NH_3)Cl_5]$ | з) $[Cr(NH_3)_4(H_2O)_2]Br_3$ |

4. Определить величину и знак заряда комплексных ионов и составить формулы комплексных соединений с приведенным катионом или анионом:

- | | |
|------------------------------|--------------------------------|
| а) $[Bi^{+3}I]$ | е) $[Co^{+3}(H_2O)_4Cl_2]$ |
| б) $[Cr^{+3}(NH_3)_5Cl]$ | ж) $[Co^{+3}(NH_3)(NO_2)_4]$ |
| в) $[Pd^{+2}(NH_3)_2(CN)_2]$ | з) $[Pt^{+2}(NH_3)_3NO_2]$ |
| г) $[Fe^{+3}F_6]$ | и) $[Ni^{+2}(CN)_4]$ |
| д) $[Hg^{+2}(SCN)_4]$ | к) $[Cr^{+3}(C_2O_4)_2(OH)_2]$ |

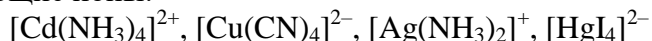
5. Из каких солей можно получить $K_3[Fe(CN)_6]$? Написать уравнение реакции.

6. Известно, что из раствора комплексной соли $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$ нитрат серебра осаждает весь хлор, а из раствора $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$ только 2/3 хлора. Исходя из этого, напишите координационные формулы обоих соединений и уравнения их диссоциации.

7. Какое основание является более сильным: $\text{Cu}(\text{OH})_2$ или комплексное $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$? Почему?

8. Написать в молекулярной и ионной форме уравнение реакции между $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, протекающий с образованием осадка $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

9. Пользуясь таблицей констант нестойкости, расположить в порядке повышения устойчивости, следующие ионы:



10. Сколько требуется (по объему) 0,1 н. раствора AgNO_3 для осаждения ионов Cl^- из $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$, содержащегося в 25 мл 0,1 М раствора его?

11. При добавлении HNO_3 или KCN или металлического цинка в раствор $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ комплексный ион $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ разрушается и образуется новый комплексный ион. Написать уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной форме и объяснить их протекания.

12. Дать анализ химической связи между центральным атомом и лигандами в комплексных ионах $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{HgI}_4]^{2-}$ и $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$. Каков характер гибридизации орбиталей центрального атома?

13. Рассчитать ΔG_{298}° следующей реакции и объяснить ее направленность:



($\Delta G_{298}^\circ [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}_{(p-p)} = -536,4$ кДж/моль; $\Delta G_{298}^\circ [\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}_{(p-p)} = -1177,3$ кДж/моль;

$\Delta G_{298}^\circ \text{CN}^-_{(p-p)} = -171,6$ кДж/моль; $\Delta G_{298}^\circ \text{NH}_3 = -16,7$ кДж/моль.)

21. ХРОМ, МАРГАНЕЦ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Приборы и реактивы. Весы с разновесом, штатив с кольцом и лапкой, мерные цилиндры, фарфоровая чашка, штатив с пробирками; стаканы, оксид хрома (III), дихромат аммония, нитрат калия, дихромат калия, оксид марганца (IV), перманганат калия, сульфат марганца, фильтровальная бумага, индикаторная бумага; растворы серной кислоты, азотной кислоты, сульфата железа (II), бромида калия, гидроксида натрия, сульфида аммония, хлорида бария, бромной воды, хлорной воды.

21.1. Получение и свойства оксида и гидроксида хрома (III)

а) Получение и свойства оксида хрома (III)

Выполнение работы. Насыпать в пробирку немного измельченного $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и закрепить ее наклонно в штативе. Отверстие пробирки направить в сторону от себя и от других работающих. Под пробирку положить лист бумаги. Нагреть верхний слой соли до начала реакции и затем нагревание прекратить. Объяснить происходящее явление. Написать уравнение реакции. Указать окислитель и восстановитель в этом процессе.

На полученный порошок оксида хрома (III) подействовать водой и разбавленной H_2SO_4 или HNO_3 . Растворяется ли оксид хрома (III) в воде и в разбавленных кислот?

б) Получение и свойства гидроксида хрома (III)

Выполнение работы. В пробирку с раствором соли хрома (III) прибавлять по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка гидроксида хрома (III). Отметить цвет осадка. Написать уравнение реакции.

Разделить осадок на две пробирки. В одну из них добавить разбавленную кислоту, в другую – избыток щелочи. Написать уравнения реакций. Какими свойствами обладает гидроксид хрома (III)? Продукт взаимодействия гидроксида хрома (III) со щелочью оставить для опыта 7.3, в. Отметить окраску полученных растворов.

21.2. Окисление соединений хрома (III)

Выполнение работы. К раствору соли хрома (III) добавлять раствор NaOH до растворения первоначально появившегося осадка. Полученный раствор разделить на две пробирки. В одну из них добавить 2-3 мл раствора NaOH и 2-3 мл бромной воды. В другую пробирку добавить 2-3 мл NaOH и 2-3 мл 3%-ного раствора H_2O_2 . Проследить за изменением окраски в обеих пробирках. Записать соответствующие уравнения реакций.

21.3. Гидролиз солей хрома (III)

Выполнение работы. а) К раствору соли хрома (III) добавить нейтральный раствор лакмуса. Объяснить изменение цвета лакмуса. Написать уравнение реакции.

б) К раствору соли хрома (III) добавить раствор сульфида аммония до образования осадка. Полученный осадок отфильтровать и хорошо промыть на фильтре водой. К одной половине осадка в пробирке добавить разбавленную HCl, к другой – раствор щелочи. На основании проделанных реакций сделать вывод, каков состав осадка. написать уравнения реакций.

в) Раствор гидроксохромата (III), полученный в опыте 21.1, б, прокипятить. Объяснить образование осадка гидроксида хрома (III). Написать уравнение реакции. Указать, что сильнее гидролизуется – растворимая соль хрома (III) или гидроксохромат (III). Какое значение имело нагревание?

21.4. Окислительные свойства соединений хрома (VI)

Выполнение работы. а) К 2-3 мл раствора $K_2Cr_2O_7$ прибавить немного разбавленного H_2SO_4 и 2-3 мл раствора $NaNO_2$. Смесь слабо нагреть. Наблюдать изменение окраски. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

б) К раствору $K_2Cr_2O_7$, подкисленному H_2SO_4 , прилить раствор Na_2SO_3 . Наблюдать изменение окраски раствора и дать объяснение. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

в) К концентрированному раствору $K_2Cr_2O_7$ добавить концентрированной HCl. Нагреть до изменения окраски раствора. Какой газ выделяется? (*Нюхать осторожно!*)

г) К 2-3 мл раствора $K_2Cr_2O_7$ прилить раствор $(NH_4)_2S$. Доказать, что полученный осадок – гидроксид хрома (III). Написать уравнение реакции. Что является окислителем и восстановителем в данной реакции?

21.5. Получение и свойства гидроксида марганца (II)

Выполнение работы. а) Получить гидроксид марганца (II) из соли марганца (II). Написать уравнение реакции.

Часть жидкости с осадком отлить в другую пробирку и оставить стоять на воздухе. Объяснить изменение цвета осадка. Написать уравнение реакции.

Испытать отношение полученного осадка к разбавленной кислоте и избытку щелочи. Что происходит? Какой вывод можно сделать о свойствах гидроксида марганца (II)?

б) К небольшому количеству осадка гидроксида марганца (II) прилить бромной воды. Что образуется? Какие свойства проявляет гидроксид марганца (II) в этой реакции? Написать уравнение реакции.

21.6. Свойства солей марганца (II)

Выполнение работы. а) К раствору соли марганца (II) прибавить раствор сульфида аммония. Что выпадает в осадок? Каков его цвет? Что происходит с осадком при стоянии на воздухе? Объяснить его изменение. Написать уравнение реакции.

б) Насыпать в пробирку немного оксида свинца (IV) или сурика Pb_3O_4 , прибавит 2-3 мл концентрированной HNO_3 и 1-2 капли раствора сульфата марганца (II). смесь нагреть до кипения. После отстаивания отметить цвет раствора. написать уравнение реакции. эта реакция используется в аналитической химии для качественного определения соединений марганца.

Какие свойства в опытах проявляют соли Mn (II)?

21.7. Свойства соединений марганца (VI)

а) Образование и распад марганцовистой кислоты

Выполнение работы. К небольшому объему раствора манганата калия прилить разбавленную уксусную кислоту. Наблюдать изменение цвета раствора и образование осадка. Объяснить происходящее явление. Написать уравнение реакции.

б) Восстановительные и окислительные свойства манганата калия

Выполнение работы. К части зеленого раствора манганата калия добавлять понемногу хлорной воды до изменения его цвета. Объяснить наблюдаемое явление. Написать уравнение реакции.

К раствору манганата калия добавить раствор Na_2SO_3 и нагреть. Что происходит? Написать уравнение реакции.

К небольшому объему раствора манганата калия прилить раствор сернистой кислоты до кислой реакции (проба индикаторной бумажкой). что происходит? Написать уравнение реакции.

Какие свойства в опытах проявляет манганат калия? Как влияет реакция среды на процесс восстановления манганата калия?

21.8. Свойства перманганата калия

а) Разложение перманганата калия при нагревании

Выполнение работы. Нагреть в пробирке несколько кристаллов перманганат калия. Доказать какой выделяется газ. Продолжить нагревание до прекращения его выделения. После охлаждения растворить содержимое пробирки в небольшом объеме воды. Какой цвет имеют полученный раствор и осадок? Написать уравнение реакции.

б) Окислительные свойства перманганата калия

Выполнение работы. В три пробирки налить 1-2 мл раствора перманганат калия и немного разбавленной H_2SO_4 . В первую пробирку добавить раствор Na_2SO_3 , во вторую – раствор $FeSO_4$, в третью – раствор щавелевой кислоты (третью пробирку нагреть). Что наблюдается? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

К 1-2 мл раствора $KMnO_4$ добавить воду и затем раствор сульфита натрия. Что происходит? Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

Налить в пробирку немного раствора перманганата калия, добавить к нему концентрированный раствор щелочи, затем раствор сульфита натрия и взболтать. Отметить, как изменился цвет раствора. Через некоторое время наблюдать образование осадка. написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

К раствору сульфата марганца (II) в пробирке добавлять по каплям раствор перманганата калия. Что происходит? Испытать реакцию раствора индикатором. Написать уравнение реакции.

Объяснить явления, наблюдаемые в опытах. Как влияет реакция среды на восстановление перманганата калия?

в) Влияние кислотности среды на скорость окисления

Налить в две пробирки раствора KBr и добавить в первую пробирку разбавленной H_2SO_4 , во вторую – разбавленной CH_3COOH . Добавить в каждую пробирку по 10-15 капель раствора $KMnO_4$. Отметить, одновременно ли наблюдается исчезновение окраски в обеих пробирках. Как влияет кислотность среды на скорость окисления перманганатом калия? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

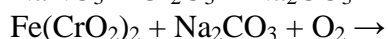
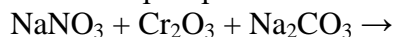
КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

1. Написать электронные формулы атомов хрома, молибдена, вольфрама, марганца.
2. Как изменяется химическая природа оксидов и гидроксидов хрома в ряду Cr (II), Cr (III), Cr (VI)? Дать объяснение, исходя из величин условных зарядов и радиусов ионов. Написать уравнения реакций взаимодействия гидроксида хрома (III) с кислотами и со щелочами в молекулярной и ионной форме.
3. Как получают оксиды и гидроксиды марганца? Написать уравнения реакций. Отметить, какие из них выделены в свободном состоянии?
4. Как действуют на марганец разбавленные и концентрированные растворы HCl , H_2SO_4 и HNO_3 на холоде и при нагревании? Написать уравнения реакций.
5. Какая степень окисления и какие координационные числа характерны для хрома-комплексообразователя? Привести примеры комплексных соединений хрома.
6. Какие свойства проявляют соединения Cr (II), Cr (VI) и Mn (II) в окислительно-восстановительных реакциях? В какой среде осуществляются эти процессы и наиболее устойчивы эти соединения? Привести примеры. Написать соответствующие уравнения реакций.
7. Какие вещества образуются при взаимодействии MnO_2 с концентрированными HCl и H_2SO_4 и при сплавлении его со щелочами? Какие свойства в этих реакциях проявляет MnO_2 ? Написать уравнения реакций.
8. От каких факторов зависит состав продуктов восстановления перманганата калия, если реакция протекает в растворе? Написать уравнения реакций.
9. Для получения феррохрома восстановили смесь, состоящую из 200 кг Fe_2O_3 и 300 кг Cr_2O_3 . Сколько нужно для этого алюминия и каков теоретически процентный состав полученного сплава?
10. При сплавлении 6,08 г Cr_2O_3 с окислителем в присутствии $NaOH$ получено 12,74 г хромата натрия. Определить выход продукта в процентах.
11. Что образуется при сливании водных растворов $Cr_2(SO_4)_3$ и Na_2CO_3 ? Написать уравнение реакции.

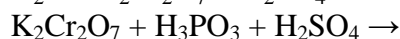
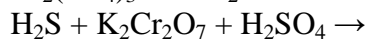
12. Какой объем 0,1 М раствора $K_2Cr_2O_7$ потребуется для окисления 10 г KI в кислой среде?

13. Дописать уравнения реакций и расставить в них коэффициенты:

а) реакции протекают при прокаливании



б) реакции протекают в растворах



Для расстановки коэффициентов в уравнениях реакций, протекающих в растворах, использовать метод полуреакций.

14. Как из пиролюзита получить $KMnO_4$? Написать уравнения реакций.

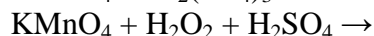
15. Какая масса $KMnO_4$ потребуется при взаимодействии с концентрированной HCl для получения 10 л хлора при 18 °С и давлении 100 кПа?

16. Какой объем SO_2 при 17 °С и давлении 101 кПа нужно пропустить через 250 мл 0,1 М раствора $KMnO_4$, чтобы последний обесцветился?

17. Образец железной проволоки массой 0,21 г растворен в H_2SO_4 без доступа воздуха. На окисление полученного сульфата железа (II) израсходовано 33,6 мл 0,1103 н. раствора $KMnO_4$. Определить процентное содержание железа в проволоке.

18. Написать в молекулярной и ионной форме уравнения реакций взаимодействия $KMnO_4$ и $NaNO_2$ в кислой, нейтральной и щелочной среде.

19. Дописать уравнения реакций и подобрать коэффициенты:



22. ЖЕЛЕЗО, КОБАЛЬТ, НИКЕЛЬ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Приборы и реактивы. Штатив с кольцом и лапкой, горелка, фарфоровый тигель, стаканы, штатив с пробирками; железо (опилки, проволока или гвоздь), фильтровальная бумага, индикаторная бумага, нитрат кобальта, гидроксид калия; растворы азотной кислоты, серной кислоты, соляной кислоты, аммиака водного, сульфата железа (II), хлорида железа (III), желтой кровяной соли, красной кровяной соли, роданида калия, карбоната натрия, сульфат никеля, хлорид кобальта, бромной воды.

22.1. Взаимодействие железа с кислотами

Выполнение работы. К небольшому количеству железных опилок в отдельных пробирках добавить разбавленные и концентрированные растворы HCl, H₂SO₄, HNO₃. Те пробирки, в которых реакция на холоде не идет, нагреть. Наблюдать происходящие явления. Объяснить, почему в некоторых опытах реакция идет лишь при нагревании. Написать уравнения реакций. *(Работу проводить в вытяжном шкафу!)*

22.2. Характерные реакции двух- и трехвалентного железа

а) Реакция на ион Fe²⁺

Выполнение работы. К раствору сульфата железа (II) прилить раствор гексацианферрата (III) калия – красной кровяной соли. Что наблюдается? Полученное вещество носит название турнбулевой сини KFe²⁺[Fe³⁺(CN)₆]. Написать уравнение реакции.

б) Реакция на ион Fe³⁺

Выполнение работы. К раствору хлорида железа (III) прилить раствор гексацианферрата(II) калия – желтой кровяной соли. Что происходит? Полученное вещество называют берлинской лазурью KFe³⁺[Fe²⁺(CN)₆]. Написать уравнение реакции.

К раствору хлорида железа (III) прилить раствор роданида калия. Отметить цвет полученного раствора роданида железа (III). Написать уравнение реакции.

22.3. Получение и свойства гидроксида железа (II)

Выполнение работы. Приготовить раствор сульфата железа (II) из опилок железа, взятых в избытке, и разбавленного раствора H₂SO₄. 3-4 мл полученного раствора отлить в пробирку и прилить к нему раствор NaOH. Наблюдать образование осадка гидроксида железа (II) белого цвета. Написать уравнение реакции. Объяснить, почему на воздухе осадок меняет цвет. (Как?) Написать уравнение реакции.

Испытать отношение Fe(OH)₂ к разбавленному раствору HCl и избытку раствора едкой щелочи. Написать уравнения реакций. Какими свойствами обладает гидроксид железа (II)?

22.4. Восстановительные свойства двухвалентного железа

Выполнение работы. Налить в три пробирки по 2-3 мл раствора сульфата железа (II), в каждую из них прилить разбавленный раствор H_2SO_4 , затем добавить в первую пробирку немного концентрированной HNO_3 и нагреть до кипения, во вторую – бромную воду и в третью – раствор KMnO_4 или $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Что наблюдается? Написать уравнения реакций. Какое свойство в этих реакциях проявляет FeSO_4 ? Доказать, что в результате всех трех опытов ион Fe^{2+} окислился в ион Fe^{3+} .

22.5. Получение и свойства гидроксида железа (III)

Выполнение работы. Получить гидроксид железа (III). Отметить его вид и цвет. Испытать отношение $\text{Fe}(\text{OH})_3$ к разбавленным растворам кислот. Написать уравнения реакций. Свежеосажденный $\text{Fe}(\text{OH})_3$ растворяется частично в горячих концентрированных растворах щелочей. Написать уравнение реакции.

Снова получить $\text{Fe}(\text{OH})_3$, отфильтровать его и промыть на фильтре водой. Затем перенести в фарфоровый тигель и прокалить. Что происходит? Написать уравнение реакции. Какими свойствами обладает $\text{Fe}(\text{OH})_3$?

22.6. Гидролиз солей двух- и трехвалентного железа

Выполнение работы. а) Раствор соли железа (II) испытать индикатором. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

б) Растворить в воде немного хлорида железа (III). Определить реакцию раствора. Написать уравнение реакции гидролиза.

в) В две пробирки налить по 2-3 мл раствора хлорида железа (III). В одну из них добавить несколько капель концентрированной HCl . Отметить изменение цвета раствора. Раствор хлорида железа (III) во второй пробирке разбавить водой и нагреть до кипения. Как изменился цвет раствора? Объяснить результаты этих опытов.

г) К раствору хлорида железа (III) прилить раствор соды. Что происходит? Написать уравнение реакции. Как можно доказать, что полученный осадок не является солью угольной кислоты?

Указать, какие соли Fe (II) или Fe (III) – сильнее подвергаются гидролизу, и объяснить почему.

22.7. Получение гидроксидов кобальта и их свойства

а) Получение и свойства гидроксида кобальта (II)

Выполнение работы. К раствору CoCl_2 прилить раствор NaOH . Отметить цвет образовавшейся основной соли кобальта. Раствор с осадком нагреть. Как изменился цвет и состав осадка? написать уравнения реакций. что происходит с осадком гидроксида кобальта (II) при стоянии на воздухе? Написать уравнение реакции.

Испытать, растворяется ли гидроксид кобальта (II) в разбавленных растворах кислот и в избытке концентрированного раствора щелочи. Написать уравнения реакций. Какими свойствами обладает гидроксид кобальта (II)?

б) Получение и свойства гидроксида кобальта (III)

Выполнение работы. К 1-2 мл раствора хлорида кобальта (II) добавить 4-5 мл бромной воды, а затем раствор гидроксида натрия. Что получается? Написать уравнения реакций.

С полученного осадка по возможности полно слить жидкость, затем к осадку прилить концентрированную HCl и нагреть. Какой выделяется газ? Написать уравнение реакции. Какие свойства проявляет в этой реакции гидроксид кобальта (III)? К полученному раствору прилить немного воды. Объяснить изменение цвета раствора.

(Работу проводить в вытяжном шкафу!)

22.8. Получение гидроксидов никеля и их свойства

а) Получение и свойства гидроксида никеля (II)

Выполнение работы. Получить гидроксид никеля (II). отметить его характер и цвет. Написать уравнение реакции. Испытать отношение осадка к разбавленным кислотам и к избытку щелочи. Написать уравнение реакции. Какими свойствами обладает гидроксид никеля (II)?

б) Получение и свойства гидроксида никеля (III)

Выполнение работы. К 1-2 мл раствора хлорида никеля (II) прилить 4-5 мл бромной воды, а затем раствор гидроксида натрия. Что получается? Написать уравнения реакций.

С полученного осадка по возможности полно слить жидкость, затем к осадку прилить концентрированную HCl и нагреть. Какой выделяется газ? Отметить его цвет, запах (*осторожно!*). Написать уравнение реакции. Какие свойства проявляет в этой реакции гидроксид никеля (III)?

(Работу проводить в вытяжном шкафу!)

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

1. Написать электронные формулы атомов железа, кобальта и никеля.
2. Какие степени окисления известны для железа, кобальта и никеля? Какие из них наиболее характерны для каждого из этих элементов?
3. Как относятся железо, кобальт и никель к разбавленным и концентрированным растворам HCl, H₂SO₄, HNO₃ на холоде и при нагревании? Написать уравнения реакций.
4. Как можно получить оксиды и гидроксиды Fe (II), Co (II) и Ni (II), а также Fe (III), Co (III) Ni (III)? Написать уравнения реакций. Сравнить химические свойства гидроксидов этих металлов. Написать уравнения реакций.
5. Какие свойства проявляют соединения Fe (II), Fe (III) и Fe (VI) в окислительно-восстановительных реакциях? Написать уравнения реакций.

10. Охарактеризовать железо, кобальт и никель как комплексообразователи (указать координационное число, лиганды, устойчивость). Написать уравнения реакций образования наиболее устойчивых комплексных соединений для каждого металла.

11. Написать графическую формулу Fe_3O_4 . Солью какой кислоты можно считать это соединение?

12. Как влияет реакция среды на окисление соединений двухвалентного железа в растворе? Показать на примерах.

13. На какие ионы диссоциируют в водном растворе железоаммонийные квасцы? Как доказать это на опыте.

14. Написать уравнения реакций образования феррата калия при сплавлении Fe_2O_3 , KNO_3 и KOH .

15. Показать на примере, что аммиачные комплексные соединения $\text{Co}(\text{III})$ более устойчивы, чем аналогичные соединения $\text{Co}(\text{II})$.

16. Написать уравнения реакций взаимодействия Ni_2O_3 с концентрированными HCl и H_2SO_4 .

17. Дать схемы строения комплексных солей $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ и $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$.

18. Какую массу железа можно получить из 1 т красного железняка, содержащего 55% железа? Производственные потери составляют 5%.

19. Рассчитать теоретически возможную массу чугуна, содержащего 3% углерода и 3% других элементов, которую можно получить из 1 т железной руды, содержащей 80% железа?

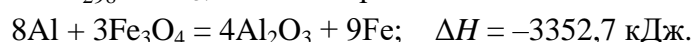
20. Какой объем воздуха при $T = 18^\circ\text{C}$ и $p = 100$ кПа потребуется для окисления 4,6 г гидроксида железа (II) в гидроксид железа (III).

21. Вещества, оставшиеся после прокаливания смеси алюминия с Fe_3O_4 без доступа воздуха, растворили в щелочи. выделилось 6,72 л газа. При растворении такой же массы этих веществ в HCl выделилось 26,88 л газа. Определить количественный состав исходной смеси Al и Fe_2O_3 .

22. Сколько железа по массе должно вступить в реакцию с разбавленным раствором H_2SO_4 , чтобы выделившегося водорода хватило на восстановление CuO , полученного термическим разложением 94 г $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$?

23. Для восстановления Fe_2O_3 до металлического железа потребовалось 6,72 л CO . Образовавшийся в результате реакции газ поглотили раствором, содержащим 22,2 г $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Определить состав и массу образовавшейся соли, а также исходную массу Fe_2O_3 .

24. Вычислить ΔH_{298}^0 Fe_2O_3 , исходя из реакции:



23. УГЛЕРОД, КРЕМНИЙ И ИХ СВОЙСТВА

Приборы и реактивы. Весы с разновесом, мерный цилиндр, фарфоровая ступка с пестиком, штатив с пробирками, металлический штатив с лапкой и кольцом, воронка; натронная известь, ацетат натрия, карбид кальция, мрамор (или мел), муравьиная кислота, щавелевая кислота, спирт этиловый, индикаторная бумага, фильтровальная бумага, магний (порошок), кварц (порошок) или речной песок, фторид кальция; растворы серной кислоты, соляной кислоты, гидроксида натрия, нитрата серебра, гидроксида кальция, лакмуса, сульфида натрия, хлорида аммония, силиката натрия, фенолфталеина, лакмуса.

23.1. Кислородные и водородные соединения углерода

а) Получение метана и его горение

Выполнение работы. Тщательно смещать предварительно обезвоженный ацетат натрия и натронную известь в объемном отношении 1:2. Наполнить смесью сухую пробирку на $\frac{3}{4}$ ее объема. Закрыть пробкой с газоотводной трубкой, укрепить в штативе и прокалить. Собрать выделяющийся газ над водой в небольшой цилиндр. После наполнения последнего метаном вынуть газоотводную трубку из воды (зачем?), а затем прекратить нагревание. Цилиндр вынуть из кристаллизатора, закрыв предварительно под водой стеклянной пластинкой. Написать уравнение реакции получения метана. Каким еще способом можно собрать метан?

Открыв цилиндр, поджечь метан. Для поддержания равномерного горения вытеснять газ, вливая в цилиндр воду. Написать уравнение горения метана.

б) Получение ацетилена и его свойства

Выполнение работы. Положить в пробирку 2-3 кусочка карбида кальция величиной с горошину и прилить 2-3 мл воды. Воду можно заменить раствором H_2SO_4 (1:3). В этом случае реакция образования ацетилена идет спокойнее. Закрыть пробирку пробкой с оттянутой трубкой и поджечь выделяющийся ацетилен. Обратит внимание на характер пламени. Подуть через паяльную трубку на пламя ацетилена. Объяснить изменение его вида. Написать уравнение реакций получения ацетилена, полного и неполного его сгорания. Чем отличается пламя ацетилена от пламени метана? Почему?

в) Получение и свойства оксида углерода (II)

Выполнение работы. В колбу Вюрца поместить 5 г щавелевой кислоты (можно муравьиной), а в делительную воронку налить 12-15 мл концентрированной H_2SO_4 . Небольшими порциями приливать к щавелевой кислоте концентрированную H_2SO_4 и смесь нагреть. Выждав некоторое время после начала реакции, собрать выделяющийся газ в цилиндр над водой. Закрыть цилиндр под водой стеклянной пластинкой. Вынуть из кристаллизатора и сохранить для следующего опыта.

Открыв цилиндр, поджечь собранный газ. Вливать в цилиндр воду, пока весь газ не будет вытеснен. Обратит внимание на цвет пламени. Составить уравнения получения оксида углерода (II) и его горения. Почему при

получении чистого оксида углерода (II) разложением щавелевой кислоты его следует пропускать через раствор щелочи?

Налить на $\frac{1}{4}$ пробирки раствора AgNO_3 и добавить к нему по каплям водного раствора аммиака до растворения первоначально образующегося осадка оксида серебра Ag_2O . Затем нагреть раствор и пропустить в него ток оксида углерода (II) из прибора, применявшегося в первом опыте, предварительно сменив газоотводную трубку на трубку, согнутую под углом. Наблюдать образование металлического серебра в виде черного порошка. Написать уравнение реакции. Указать окислитель и восстановитель.

В колбу налить 10-15 мл концентрированной H_2SO_4 , в воронку – 4-6 мл муравьиной кислоты (можно воспользоваться прибором из первого опыта). В тугоплавкую стеклянную трубку положить немного оксида меди (II), в пробирку налить известковой воды. осторожно нагреть серную кислоту и по каплям добавлять к ней муравьиную кислоту. Через 2- мин, когда прибор будет заполнен оксидом углерода (II), опустить газоотводную трубку в пробирку с известковой водой, нагревать оксид меди (II) и время от времени у отверстия пробирки поджигать непрореагировавший газ. Наблюдать за происходящими явлениями. Написать уравнения реакций. Какую роль выполняет оксид углерода (II) в окислительно-восстановительных процессах?

(Все работы проводить в вытяжном шкафу!)

г) Получение и свойства оксида углерода (IV)

Выполнение работы. В аппарат Киппа положить кусочки мрамора и налить раствор соляной кислоты (1:4). Наблюдать выделение газа. Можно ли использовать для этой цели раствор H_2SO_4 ? Выделяющийся из аппарата Киппа газ пропустить в пробирку с водой, подкрашенный нейтральным раствором лакмуса. Что наблюдается? Написать уравнения, происходящих при получении CO_2 и растворении его в воде. Полученный раствор CO_2 в воде, подкрашенный лакмусом, прокипятить. Изменяется ли цвет? Выразить уравнениями равновесие, существующее в водном растворе оксида углерода (IV). Как сместить это равновесие? Каким способом можно собирать CO_2 ?

Взять для опыта два стакана (или банки). Один из них наполнить CO_2 из аппарата Киппа. Проверить полноту наполнения сосуда газом с помощью горящей лучинки, поднесенной к отверстию стакана. В другой стакан бросить маленький кусочек ваты, смоченный спиртом, и поджечь его горящей лучинкой. Затем осторожно перелить CO_2 из первого стакана во второй. Что происходит? Проверить с помощью горящей лучинки, остался ли CO_2 в первом стакане. Какой вывод можно сделать о плотности CO_2 ?

В стакан, наполненный CO_2 , внести подожженную на воздухе ленту магния, держа ее щипцами. Наблюдать за горением магния. К полученным продуктам прибавить немного разбавленного раствора HCl и взболтать. Оба ли вещества растворяются? Что представляет собой частички черного цвета? Написать уравнения реакций.

В другой стакан, наполненный CO_2 , сжечь в железной ложечке красный фосфор, предварительно подожженный на воздухе. Продукты горения фос-

фора растворить в воде и исследовать нейтральным раствором лакмуса. Описать наблюдения и составить уравнения реакций.

Отметить роль оксида углерода (IV) в проведенных окислительно-восстановительных процессах.

23.2. Образование и свойства солей угольной кислоты

а) Образование солей угольной кислоты

Выполнение работы. В пробирку с известковой водой пропускать ток углекислого газа. Какие происходят изменения? Написать уравнения реакций, назвать образующиеся соли. Написать их графические формулы. Сделать вывод об их растворимости в воде. Полученный раствор разлить в две пробирки. Одну из них нагреть, в другую добавить известковой воды. Написать уравнения происходящих реакций.

Пробирку, наполненную CO_2 и закрытую пробкой, опрокинуть в кристаллизатор с разбавленным раствором NaOH , после чего открыть пробку. Объяснить происходящее явление. Написать уравнение реакции. (*После проведения данного опыта тщательно вымыть руки.*)

б) Гидролиз солей угольной кислоты

Выполнение работы. Испытать действие Na_2CO_3 , NaHCO_3 , K_2CO_3 на нейтральный раствор лакмуса. Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной форме. Какая соль в большей степени подвергается гидролизу: Na_2CO_3 или NaHCO_3 ? Дать объяснение.

Налить в одну пробирку немного раствора сульфата меди, в другую – сульфата алюминия и затем в обе пробирки добавить раствор углекислого натрия. Образуются соответственно осадки зеленого и белого цвета. Какими соединениями являются эти осадки? В обоих случаях выделяется углекислый газ. Написать уравнения реакций.

в) Свойства угольной кислоты

Выполнение работы. Испытать отношение к воде и к растворам HCl и CH_3COOH следующих солей: Na_2CO_3 , MgCO_3 , CaCO_3 . Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, объяснить наблюдаемые явления.

Испытать отношение к нагреванию Na_2CO_3 , NaHCO_3 , CaCO_3 . Для этого небольшие порции солей прокалить в пробирках с газоотводными трубками (опущенными в известковую воду). Наблюдать за происходящим. Написать уравнения реакций.

23.3. Водородные и кислородные соединения кремния

Выполнение работы. Насыпать в пробирку на $1/5$ ее объема смесь порошка магнезия и тонко измельченного чистого сухого песка (в отношении масс 3:2). Пробирку укрепить в лапке штатива вертикально (*надеть защитные очки!*). Сначала прогреть всю смесь, а затем сильно нагревать дно пробирки, до тех пор, пока смесь не раскалится. После этого горелку отставить,

так как реакция протекает с выделением большого количества теплоты. составить уравнения реакций, имея в виду, что, кроме кремния и оксида магния, получается также немного силицида магния Mg_2Si .

После охлаждения пробирку с продуктами реакции разбить в ступке и полученную массу бросать небольшими порциями в стакан с разбавленной (1:1) соляной кислотой. Какие продукты смеси взаимодействуют с HCl ? Написать уравнения реакций взаимодействия оксида и силицида магния с раствором соляной кислоты. оценить восстановительные свойства образующегося силана, имея в виду, что выделяющийся белый дым SiO_2 – продукт горения силана.

23.4. Получение и свойства фторида кремния (IV)

Выполнение работы. Смешать немного фторида кальция с такой же массой песка. Всыпать смесь в пробирку, смочить ее небольшим объемом концентрированной H_2SO_4 и слабо подогреть. Написать уравнения происходящих реакций.

Над пробиркой подержать стеклянную палочку, смоченную водой. Объяснить образование на ней пленки оксида кремния (IV) (точнее, $xSiO_2 \cdot yH_2O$). Написать уравнение реакции гидролиза SiF_4 .

(Работу проводить в вытяжном шкафу!)

23.5. Кремниевая кислота и ее соли

а) Получение кремниевой кислоты и ее свойства

Выполнение работы. К 5 мл концентрированного раствора силиката натрия прибавить 2-2,5 мл раствора соляной кислоты (1:1) и хорошо перемешать жидкость стеклянной палочкой. Вследствие выделения кислоты все содержимое пробирки превращается в студень (гидрогель кремниевой кислоты). Написать уравнение реакции.

К 3-5 мл раствора силиката натрия прибавить немного концентрированной HCl . Получается коллоидный раствор кремниевой кислоты (гидрозо́ль кремниевой кислоты). Нагреть до кипения. Что наблюдается?

В раствор силиката натрия пропустить ток CO_2 из аппарата Киппа. Наблюдать образование кремниевой кислоты. написать уравнение реакции. Какая из кислот – H_2SiO_3 или H_2CO_3 – является более слабым электролитом?

б) Получение растворимых силикатов

Выполнение работы. В пробирку поместить немного мелко измельченного кварца или песка и кусочек гидроксида натрия. закрепить пробирку в штативе слегка наклонно и сплавить смесь. Написать уравнение реакции. после охлаждения пробирки обработать полученный сплав небольшим объемом воды и отфильтровать раствор от избытка кварца (песка). Отметить растворимость силиката натрия, написать уравнение его диссоциации. Доказать наличие в фильтрате Na_2SiO_3 .

Получить “растворимое стекло”. Для этого смешать в ступке или фарфоровой чашке мелко растертый песок с сухим Na_2CO_3 и K_2CO_3 (в отношении масс 4:5:5). Смесь поместить в железный тигель и накаливать на паяльной горелке до тех пор, пока не прекратится выделение газа из расплава. После этого вылить расплав на железный лист и дать ему затвердеть. Написать уравнение реакции. Испробовать растворимость полученного “стекла” в холодной воде и при кипячении.

в) Гидролиз солей кремниевой кислоты

Выполнение работы. Испытать нейтральным раствором лакмуса раствор силиката натрия. Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной форме.

К 1-2 мл концентрированного раствора силиката натрия прилить при помешивании 2-3 мл насыщенного раствора хлорида аммония. Наблюдать образование осадка и газа. Написать уравнения гидролиза в молекулярной и ионной форме.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

1. Написать электронную формулу атома углерода и кремния. Начертить схему распределения электронов в энергетических ячейках.

2. Какую степень окисления проявляет атом углерода и кремния в соединениях? Какую роль может выполнять углерод и кремний в окислительно-восстановительных процессах? Написать уравнения реакций.

3. Перечислить известные аллотропные модификации углерода. Описать их свойства. Как доказать, что они являются видоизменениями одного и того же элемента?

4. Каково строение молекул метана, этилена, ацетилен (тип связи, вид гибридизации, геометрия молекулы)?

5. Пользуясь приведенной ниже таблицей, сравнить между собой прочность химических связей, образуемых атомами кремния и углерода, и сделать вывод: а) какие соединения кремния должны быть более устойчивыми, чем аналогичные соединения углерода; б) чем объяснить существование огромного количества органических соединений?

Энергия химических связей, образуемых атомами углерода и кремния

Связь	Энергия связи, кДж/моль	Связь	Энергия связи, кДж/моль
C – H	410	Si – H	310
C – O	335	Si – O	440
C – C	347	Si – Si	210

6. Какими способами можно получать карбонаты и гидрокарбонаты? Какова их термическая прочность? Привести примеры уравнений реакций.

7. Написать в молекулярной и ионной форме уравнения реакций гидролиза следующих солей: K_2CO_3 , KHCO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$. Дать объяснение.

8. Молекула оксида углерода (II) CO выступает в качестве лиганда в различных комплексных соединениях. Как объяснить это свойство углерода (II), зная строение его молекулы.

9. В чем сходство и различие химических свойств водородных соединений углерода и кремния? Дать объяснение. Привести примеры уравнений соответствующих реакций.

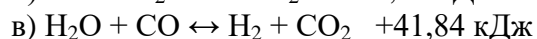
10. Написать уравнения реакций получения силицидов, оксида кремния (IV) и кремниевых кислот. Указать условия получения этих соединений.

11. Сравнить свойства оксидов и гидроксидов кремния и углерода.

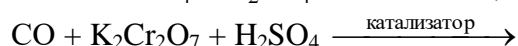
12. Почему для отделения CO от CO₂ смесь этих газов пропускают через раствор щелочи, а не через воду? Написать уравнения реакций.

13. Можно ли с помощью реакций, протекающих в растворе, приготовить карбонаты железа и алюминия? Дать объяснение.

14. Как влияет понижение температуры и уменьшение давления на равновесие реакций:



15. Закончить уравнения следующих реакций:



16. После пропускания над раскаленным углем без доступа воздуха 44,8 л смеси CO₂ и CO объем ее увеличился на 11,2 л. Смесь газов, полученную после реакции с углем, пропустили через раствор Ca(OH)₂. При этом образовалось 40,5 г Ca(HCO₃)₂. Рассчитать процентный состав исходной смеси (по объему).

17. При нагревании смеси кристаллической соды и гидрокарбоната натрия ее масса уменьшилась до 15,9 г, и при этом выделилось 1,12 л CO₂. Рассчитать массу исходной смеси солей.

18. Карбонат металла (II) обработали избытком соляной кислоты. к образовавшемуся раствору добавили некоторую массу соды Na₂CO₃·10H₂O. Выделившийся осадок отфильтровали и прокалили; при этом выделилось 1,12 л газа. Масса остатка после прокаливания составила 2 г. Назвать карбонат металла (II) и рассчитать массу израсходованной соли Na₂CO₃·10H₂O.

19. В 1300 г воды растворено 180 г кристаллической соды Na₂CO₃·10H₂O. Плотность полученного раствора 1,16 г/см³. Определить массовую долю (%) вещества в растворе в расчете на безводную соль; молярную и нормальную концентрации определить исходя из кристаллогидрата.

20. Можно ли получить 1 н. раствор H₂CO₃? Подтвердить ответ расчетом, имея в виду, что в 1 объеме воды при 20 °С растворяется 0,88 объема CO₂.

21. Какой объем воздуха, измеренного при $p = 98,64 \text{ кПа}$ и $t = 20 \text{ °С}$, потребуется для сжигания 200 мл силана (при н.у.)?

22. Сколько килограммов кремния и какой объем 32%-ного раствора NaOH ($\rho = 1,35 \text{ г/см}^3$) потребуется для получения 15 м³ водорода, измеренного при $t = 17 \text{ °С}$ и $p = 98,64 \text{ кПа}$?

23. Состав оконного стекла приблизительно выражается формулой Na₂O·CaO·6SiO₂. Вычислить теоретический расход сырья – соды, известняка и кремнезема – для получения 1 т такого стекла.

24. Сколько миллилитров 28%-ного раствора NaOH ($\rho = 1,31 \text{ г/см}^3$) потребуется для растворения кремния, образовавшегося при прокаливании 6 г магния с 6 г SiO₂?

24. НАТРИЙ, КАЛИЙ, ЛИТИЙ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Приборы и реактивы. Весы с разновесом, колба Бунзена, штатив с кольцом, горелка, мерный цилиндр, железная ложечка, штатив с пробирками; литий, натрий, калий, пероксид натрия (порошок), карбонат калия, индикаторная бумага, фильтровальная бумага; растворы аммиака, соляной кислоты, серной кислоты, йодида калия, лакмуса, фенолфталеина, крахмальный клейстер.

При работе со щелочными металлами соблюдать осторожность! Не брать щелочные металлы руками!

Не выбрасывайте остатки щелочных металлов в мусоросборники!

24.1. Химические свойства щелочных металлов

а) Взаимодействие лития и натрия с кислородом воздуха

Выполнение работы. В укрепленную на деревянной ручке маленькую железную ложечку положить кусочек металлического лития и внести ложку в пламя газовой горелки. Наблюдать плавление металла, а затем через некоторое время его сгорание. Отметить цвет пламени. Написать уравнение реакции, отметить название и цвет продукта реакции. Растворить полученное соединение в небольшом объеме воды и испытать раствор индикатором. Сделать вывод о химическом характере полученного соединения. Написать уравнение реакции.

Вынуть пинцетом из банки с керосином кусочек металлического натрия, положить на фильтровальную бумагу отрезать от него ножом кусочек величиной с горошину. Хорошо осушить с поверхности фильтровальной бумагой и поместить в фарфоровый тигель. Поместить тигель в треугольнике на кольце штатива и осторожно нагревать небольшим пламенем горелки до воспламенения натрия, после чего отставить горелку. Какое соединение получилось в результате реакции? Отметить его цвет.

б) Взаимодействие щелочных металлов с водой

Выполнение работы. Взять три фарфоровые чашки с водой. Отрезать по маленькому кусочку Li, Na и K, и, обсушив их фильтровальной бумагой, бросить каждый в отдельную чашку с водой. Наблюдать за ходом реакции через стекло вытяжного шкафа. Защита стеклом необходима ввиду разбрызгивания раствора, происходящего в конце реакции. Отметить, какой из металлов наиболее активно взаимодействует с водой. Какой газ выделяется? Испытать индикатором полученные растворы. Написать уравнения реакций.

в) Получение амальгамы натрия

Выполнение работы. В небольшую фарфоровую ступку налить немного ртути. Бросить в ртуть маленький кусочек металлического натрия и прижать стеклянной палочкой ко дну ступки. При этом происходит взаимодействие натрия со ртутью, сопровождающееся вспышкой. В зависимости от количества натрия и ртути и от температуры консистенция амальгамы может быть жидкой или твердой.

Часть амальгамы натрия бросить в пробирку с водой. Происходит выделение водорода, тем более энергичное, чем больше содержится натрия в амальгаме. Выделяющийся водород поджечь у отверстия пробирки. Испытать лакмусовой бумажкой полученный раствор. Написать уравнение реакции. Изменяет ли металлический натрий существенно свои химические свойства в амальгаме? (*Все работы проводить за стеклом вытяжного шкафа!*)

24.2. Пероксид натрия

а) Взаимодействие пероксида натрия с водой

Выполнение работы. В пробирку с небольшим объемом воды внести немного порошка пероксида натрия. Доказать опытным путем, какой газ выделяется в ходе реакции и какое вещество образуется в растворе. Написать уравнение реакции.

б) Окислительные свойства пероксида натрия

Выполнение работы. Внести в цилиндрическую пробирку пероксид натрия, полученного в предыдущем опыте (см. опыт 10.1. а), добавить 2-3 капли раствора йодида калия, столько же разбавленного раствора серной кислоты и все разбавить 10 каплями дистиллированной воды. Заметна ли окраска выделяющегося йода?

Убедиться в присутствии йода, прибавив 1-2 капли крахмального клейстера. Написать уравнение окислительно-восстановительной реакции.

24.3. Соединения щелочных металлов

а) Получение соды по аммиачному способу

Выполнение работы. В 100 мл воды растворить 30 г NaCl. К полученному раствору добавить 25 г $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, растворенного в возможно малом объеме воды. Смесь перелить в высокий стеклянный цилиндр и пропустить в него сильный ток CO_2 .

Примерно через 15 мин жидкость начинает мутнеть, а затем из нее выделяется обильный осадок NaHCO_3 .

Осадок отсосать на воронке Бюхнера, соединенной с водоструйным насосом, и промыть на фильтре небольшим объемом холодной воды. Перенести осадок в предварительно взвешенную фарфоровую чашку или тигель, высушить, а затем прокалить до постоянной массы.

Определив массу полученной кальцинированной соды, вычислить ее выход в процентах от теоретического.

б) Получение калийной селитры

Выполнение работы. В стакан, содержащий 20 мл воды, внести 7,5 г KCl и растворить при нагревании, затем добавить 8,5 г измельченного NaNO_3 . Содержимое стаканчика кипятить в течении нескольких минут, после чего быстро отфильтровать жидкость от образовавшегося осадка NaCl, пользуясь укороченной стеклянной воронкой (с отрезанной трубкой) и воронкой для

горячего фильтрования. Дать раствору охладиться и наблюдать выделение кристаллов KNO_3 . Отделить кристаллы на воронке Бюхнера и высушить их между листами фильтровальной бумаги.

Объяснить явления, наблюдаемые при опыте, исходя из растворимости солей, которые могут образоваться в растворе (см. Приложение, табл. 15).

в) Получение гидроксида калия из карбоната калия

Выполнение работы. Налить в стакан 10 мл воды и растворить в ней 10 г карбоната калия. Нагреть раствор до кипения и прибавлять к нему небольшими порциями при помешивании 8-10 г хорошо измельченной гашеной извести. Полученный раствор кипятить прибавляя воду так, чтобы объем жидкости оставался приблизительно одним и тем же до окончания реакции. Убедитесь, что реакция дошла до конца. С этой целью надо взять часть жидкости в пробирку и подействовать на нее HCl . По окончании реакции дать раствору остыть и отделить декантацией прозрачную жидкость от осадка. Написать уравнение реакции взаимодействия поташа с гашеной известью.

Объяснить течение этой реакции в сторону образования гидроксида калия, принимая во внимание растворимость $CaCO_3$ и $Ca(OH)_2$ (см. Приложение, табл. 15).

г) Термическое разложение гидрокарбоната натрия

Выполнение работы. Налить в две отдельные пробирки по 5-7 капель растворов карбоната и гидрокарбоната натрия. В каждую пробирку добавить 1 каплю фенолфталеина. Отметить окраску индикатора в том и в другом случае и оставить эти пробирки как контрольные.

Затем насыпать в тигель 40-50 мг порошка гидрокарбоната натрия и 8-10 мин прокалить в пламени горелки. После остывания тигля налить в него около 1 мл дистиллированной воды. Перемешать стеклянной палочкой и разлить в две конические пробирки. В одну из них внести 3-4 капли соляной кислоты и наблюдать выделение пузырьков углекислого газа. В другую пробирку внести 1 каплю фенолфталеина и сравнить окраску индикатор с окраской в контрольных пробирках. Какая соль получилась при термическом разложении гидрокарбоната натрия? Написать уравнение реакции.

д) Гидролиз солей щелочных металлов

Выполнение работы. В четыре пробирки положить порознь по несколько кристалликов KNO_3 , Na_2S , KCl и K_2CO_3 . Прилить по 2-3 мл дистиллированной воды. Какие соли должны подвергаться гидролизу? Доказать это опытным путем. Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной форме.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

1. Каковы особенности металлической связи? Какие физические свойства металлов ею обуславливаются?

2. Написать электронные формулы атомов лития, натрия, калия, рубидия и цезия. Как изменяются радиусы атомов, потенциалы ионизации и химическая активность простых веществ от лития к цезию?

3. Охарактеризовать отношение щелочных металлов к кислороду, водороду, воде и кислотам. Чем литий по своим свойствам отличается от других щелочных металлов? Дать объяснение.

4. Сравнить физические и химические свойства гидридов щелочных металлов и водородных соединений неметаллов. Объяснить различие в свойствах, используя представления о характере химической связи.

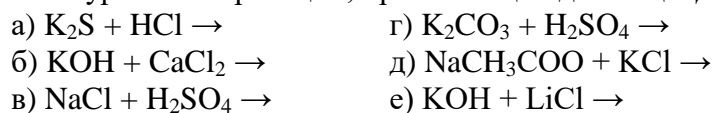
5. Написать уравнения реакций получения оксидов и гидроксидов щелочных металлов. Как изменяется растворимость и сила гидроксидов от лития к цезию? Дать объяснение.

6. Составить схемы электрохимических процессов, происходящих при электролизе расплава и раствора хлорида калия. Можно ли восстановить ион K^+ при помощи химических реакций из водного раствора? Дать объяснение.

7. Охарактеризовать строение кристаллов хлорида натрия и хлорида цезия. Указать тип химической связи, координационные числа натрия и цезия, величины эффективных зарядов.

8. Каковы физические и химические свойства солей щелочных металлов (растворимость, отношение к нагреванию, гидролиз, окислительно-восстановительные свойства)?

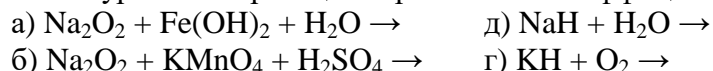
9. Дописать уравнения реакций, протекающих до конца. Дать объяснение.



10. Химически чистый хлорид натрия получают, пропуская хлороводород через насыщенный водный раствор поваренной соли. Объяснить, почему таким путем удается очистить соль.

11. Чем объяснить, что растворы гидроксидов натрия и калия разъедают стекло, особенно при длительном кипячении? Написать уравнения реакций, обуславливающих разъедание стекла.

12. Дописать уравнения реакций и расставить коэффициенты:



13. Какой объем (при н.у.) оксида углерода (IV) теоретически необходим для получения гидрокарбоната натрия из 10 л 2 н. раствора NaOH?

14. Какой объем водорода, измеренного при 20 °С и 92 кПа, выделится при действии на воду 1 г сплава с массовой долей калия 30%, натрия 70%?

15. Определить нормальность 80%-ного раствора KOH, если плотность его раствора равна 1,065 г/см³.

16. Сколько потребуется смешать по объему 40%-ного раствора NaOH и воды для приготовления 100 л 12%-ного раствора NaOH?

17. При взаимодействии 1 г амальгамы натрия с водой был получен раствор щелочи, для нейтрализации которого израсходовалось 50 мл 0,1 н. раствора HCl. Определить массовую долю (%) натрия в амальгаме.

18. Смесь карбонатов натрия и калия массой 7 г обработали серной кислотой, взятой в избытке. При этом выделилось 1,344 л (н.у.) газа. Определить массовые доли карбонатов в исходной смеси.

25. КАЛЬЦИЙ, МАГНИЙ И ИХ СВОЙСТВА

Приборы и реактивы. Весы с разновесами, штатив с лапкой и кольцом, фарфоровая ступка, штатив с пробирками; магний (лента и порошок), кальций (кусочки), карбонат кальция (порошок), карбонат магния, индикаторная бумага, фильтровальная бумага; растворы соляной кислоты, серной кислоты, гидроксида натрия, аммиака водного, гидроксида кальция, карбоната натрия, сульфата магния, фенолфталеина.

25.1. Восстановительные свойства магния и кальция

а) Взаимодействие магния с водой

Выполнение работы. Кусочек ленты магния, очищенный наждачной бумагой, опустить в пробирку с дистиллированной водой. Можно ли обнаружить внешние признаки протекания химической реакции на холоде? Закрепить пробирку в штативе и нагреть небольшим пламенем горелки. Что наблюдается? После остывания испытать полученный раствор индикатором.

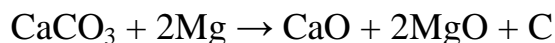
Написать уравнение реакции и отметить, при каких условиях она протекает.

б) Взаимодействие магния с кислотами

Выполнение работы. Ознакомиться по таблице с величиной стандартного электродного потенциала магния и сделать вывод о возможности его взаимодействия с разбавленными растворами HCl и H₂SO₄. Проверить сделанные предположения опытным путем. Написать уравнения реакций.

в) Взаимодействие магния с карбонатом кальция

Выполнение работы. Смешать 5 г мелко измельченного CaCO₃ и 3 г порошка Mg и всыпать в сухую пробирку. Взять пробирку щипцами и осторожно нагреть смесь (начинать нагревание с верхнего слоя смеси). После окончания реакции и охлаждения пробирки содержимое ее перенести в фарфоровую чашку и обработать разбавленной HCl. Зачем? Обратит внимание на черные частички угля, образовавшиеся в результате реакции:



К какому типу химических реакций относятся реакции этих опытов? Какие свойства проявляет магний в этих реакциях?

г) Взаимодействие кальция с водой

Выполнение работы. В пробирку на 1/3 объема налить дистиллированную воду и опустить маленький кусочек кальция. Какой газ выделяется? Почему происходит помутнение раствора? Внести в раствор 1-2 капли раствора фенолфталеина. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Будет ли аналогичная реакция протекать со стронцием и барием?

25.2. Получение и свойства оксида и гидроксида магния и кальция

а) Получение и свойства оксида магния

Выполнение работы. Сжечь кусочки магния над асбестовой сеткой и собрать продукты горения. Каков цвет полученного соединения? Внести порошок оксида магния в пробирку с дистиллированной водой, тщательно размешать стеклянной палочкой и добавить к раствору несколько капель раствора фенолфталеина. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

б) Получение гидроксида магния

Выполнение работы. Налить в две пробирки понемногу раствора какой-нибудь соли магния. Затем в одну пробирку добавить раствор гидроксида натрия, в другую – раствор аммиака. Отметить цвет и характер образующихся осадков. Обратит внимание на объем осадков. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Дать объяснение, почему объем осадка неодинаков в обеих пробирках. Отметить, концентрация какого иона увеличивается в растворе. Как накопление этого иона влияет на концентрацию иона OH^- в растворе аммиака?

в) Свойства гидроксида магния

Выполнение работы. В пробирку с осадком гидроксида магния, полученным в предыдущем опыте, прилить раствор хлорида аммония. Что наблюдается? Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме и объяснить причину растворения осадка. Можно ли растворить осадок гидроксида магния добавлением раствора хлорида натрия?

Получить осадок гидроксида магния. Разделить его на две пробирки. Испытать отношение осадка к раствору HCl и к избытку раствора NaOH . Сделать вывод о химическом характере гидроксида магния. Написать уравнения реакций.

г) Получение гидроксида кальция

Выполнение работы. К раствору CaCl_2 прилить разбавленный раствор NaOH , не содержащий примеси карбоната. Обратит внимание на объем выпавшего осадка. написать уравнение реакции.

Повторить опыт, взяв вместо NaOH водный раствор (2 н.) аммиака, не содержащий примеси карбоната. Сравнить полученный результат с предыдущим опытом. Дать объяснение. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

25.3. Получение и свойства солей магния и кальция

а) Получение и свойства гидрокарбоната магния

Выполнение работы. К раствору сульфата магния прилить раствор соды до выпадения осадка. Каков его цвет?

Написать уравнение реакции получения гидрокарбоната магния в молекулярной и ионной форме, учитывая участие в реакции воды. Добавить в пробирку раствор хлорида аммония. Что наблюдается? Написать математическое выражение произведения растворимости гидрокарбоната магния и объяснить причину растворения осадка в растворе хлорида аммония. написать уравнение реакции.

б) Получение гидрокарбоната магния

Выполнение работы. К очень сильно разбавленному раствору какой-нибудь соли магния добавить немного раствора Na_2CO_3 . Какое вещество выпадает в осадок? раствор с осадком насытить CO_2 из аппарата Киппа. Наблюдать постепенное растворение осадка. Почему оно происходит? Написать уравнение реакции.

в) Термическая диссоциация карбоната магния

Выполнение работы. В тугоплавкую пробирку поместить немного карбоната магния и плотно закрыть пробкой с длинной газоотводной трубкой, конец которой опустить до дна высокого химического стакана. Нагреть пробирку. Испытать выделяющийся газ, опуская в стакан горящую лучинку. Нагревание закончит, когда прекратится выделение газа. Оставшееся вещество от прокаливания после охлаждения пробирки сместить с небольшим объемом воды и добавить в пробирку несколько капель раствора фенолфталеина. Написать уравнение реакции.

г) Получение и свойство карбоната кальция

Выполнение работы. Получить карбонат кальция из раствора соответствующей соли. Каков вид осадка? Нагреть содержимое пробирки. Обратит внимание на изменение вида осадка. Прилить в пробирку разбавленный раствор HCl . Что происходит? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

д) Термическая диссоциация карбоната кальция

Выполнение работы. Получить CaCO_3 . Осадок отфильтровать, промыть и разделить на две порции. Одну порцию растереть с водой в кашицу и испытать ее реакцию на лакмус.

Другую порцию после высушивания положить в фарфоровый тигель и в течение 5-10 мин сильно прокалывать в пламене горелки. После охлаждения тигля его содержимое сместить с водой и испытать индикаторной бумажкой. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

е) Получение и свойство сульфата кальция

Выполнение работы. Получить сульфат кальция из раствора соответствующей соли. Отметить цвет полученного осадка. Написать уравнение реакции. Испытать отношение осадка к разбавленным растворам HCl и HNO_3 . Объяснить наблюдаемые явления.

25.4. Жесткость воды и ее устранение

Насыпать в колбочку (на кончике ножа) $MgCO_3$ и $CaCO_3$. Налить до половины колбочки воды и взболтать в ней смесь этих двух солей. Из аппарат Киппа пропускать углекислый газ до полного растворения солей. Написать уравнения реакций.

Полученную жесткую воду оставить для следующих опытов.

Взять четыре пробирки: в одну налить дистиллированную воду, а в остальные три – полученную в предыдущем опыте жесткую воду.

В пробирку с дистиллированной водой приливать по каплям из бюретки мыльный раствор до получения устойчивой мыльной пены, встряхивая пробирку после каждой капли. То же самое проделать с одной из пробирок, где находится жесткая вода. Обратит внимание на осадок, который получается на стенках пробирки. Объяснить, почему для образования пены в жесткой воде необходимо больше капель мыльного раствора.

В другую пробирку с жесткой водой приливать по каплям, все время взбалтывая, известковую воду до появления исчезающей мути. После этого опять прилить, как и в первые две пробирки, мыльный раствор и заметить число капель, требуемое для образования пены.

Последнюю пробирку с жесткой водой прокипятить, охладить, после чего определить, сколько капель мыльного раствора требуется для образования пены.

Результаты записывать в таблицу и из сопоставления полученных данных сделать выводы:

Пробирки	Число капель мыльного раствора до образования пены
С дистиллированной водой	
С жесткой водой без обработки	
С жесткой водой после прибавления известковой воды	
С жесткой водой после кипячения	

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

1. Написать электронные формулы бериллия, магния, кальция, стронция и бария. Как изменяются радиусы атомов, потенциалы ионизации и химические свойства элементов от бериллия к барию?

2. Охарактеризовать кислотно-основные свойства и получение гидроксидов магния и кальция. Написать уравнения соответствующих реакций.

3. Объяснить, почему гидроксид магния растворяется в растворах солей аммония, а гидроксид кальция нет, и какие щелочи следует применять для более полного осаждения ионов Mg^{2+} ?

4. Как можно получить гидроксиды щелочноземельных металлов? Написать уравнения соответствующих реакций. Как изменяется растворимость и сила гидроксидов щелочноземельных металлов от кальция к барию?

5. Как изменяется растворимость в воде карбонатов и сульфатов щелочноземельных металлов от кальция к барию?

6. Какие ионы сообщают воде “жесткость”? Как можно ее устранить? Написать уравнения соответствующих реакций.

7. Как отличить гашеную известь от измельченного в порошок известняка?

8. Прокаливая карбонат кальция на воздухе, можно практически нацело разложить его на CaO и CO₂. Каким образом при той же температуре можно остановить разложение или павратить процесс в обратную сторону?

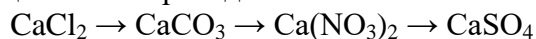
9. Написать уравнения реакций, которые произойдут при добавлении соды к жесткой воде, содержащей Ca(HCO₃)₂, Mg(HCO₃)₂, CaSO₄.

10. В чем лучше растворяется гипс: в воде или в растворе, содержащем хлорид кальция? Почему?

11. Какие вещества получаются в осадке при добавлении соды к раствору, содержащему соли MgCl₂, CaCl₂, Ba(NO₃)₂ и NH₄Cl?

12. К осадку гидроксида магния отдельно прибавляли: а) избыток раствора щелочи; б) раствор сульфата аммония; в) раствор сульфата натрия; г) раствор соляной кислоты. Во всех ли случаях произошла реакция? Написать уравнения реакций возможных реакций.

13. Как можно осуществить переход:



↓



Написать соответствующие уравнения реакций.

14. Какой осадок начнет выпадать в первую очередь, если к раствору, содержащему ионы Ca²⁺, Sr²⁺, Ba²⁺, по каплям приливать раствор сульфата калия? Почему?

15. Сколько килограммов соды потребуется для устранения жесткости 1000 л воды, насыщенной сульфатом кальция при 20 °С, если растворимость последнего равна 2 г на литр?

16. Какой объем 1 М раствора гидроксида натрия потребуется для перевода в тетрагидроксобериллат натрия хлорид бериллия, содержащегося в 600 г 6%-ного раствора?

26. МЕДЬ, СЕРЕБРО И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Приборы и реактивы. Источник постоянного тока (аккумулятор (4-6 В) или выпрямитель), U-образная трубка, графитовые электроды, водяная и песчаная баня, круглодонная колба; медны стружки, медная проволока, оксид меди (II), хлорид меди, индикаторная бумага, фильтровальная бумага; растворы, азотной кислоты, серной кислоты, соляной кислоты, гидроксида натрия, аммиака водного, нитрата серебра, хлорида натрия.

26.1. Получение меди

а) Электролиз раствора сульфата меди

Выполнение работы. Составить схему электролиза раствора сульфата меди (II). Указать, какие процессы происходят на инертных электродах. Наблюдать на одном из электродов выделение пузырьков газа. С каким полюсом источника тока соединен этот электрод? Через несколько минут выключить ток и вынуть электроды из раствора. на каком электроде выделилась медь?

б) Восстановление ионов меди из растворов ее солей более активным металлом

Налить в пробирку раствор соли меди (II), опустить в него несколько кусочков металла, способного восстанавливать ионы меди. Наблюдать за изменением окраски раствора и поверхности металла. объяснить происходящие явления, используя данные таблицы стандартных электродных потенциалов. Написать уравнение реакции.

26.2. Свойства меди

а) Взаимодействие меди с кислотами

Выполнение работы. К небольшому количеству медных стружек прилить в отдельных пробирках разбавленные и концентрированные растворы кислот HCl, H₂SO₄ и HNO₃.

Наблюдать происходящие явления. те пробирки, в которых реакция не началась нагреть (*осторожно!*). Со всеми ли кислотами взаимодействует медь? Обратит внимание на окраску раствора. Присутствие какого иона обуславливает эту окраску? Определить по характерному запаху и окраске выделяющиеся в результате реакции газы.

Написать уравнения реакций, объяснить подбор коэффициентов. Сделать вывод о восстановительных свойствах меди.

б) Взаимодействие меди с ионами менее активных металлов

Выполнение работы. Пользуясь электрохимическим рядом напряжений металлов, определить, ионы каких металлов в растворах их солей способны окислять медь.

(Все работы проводить в вытяжном шкафу!)

В раствор нитрата ртути (II) опустить конец медной проволоки, предварительно зачищенной наждачной бумагой. Какие наблюдаются признаки протекания химической реакции? Написать уравнение реакции.

26.3. Соединения меди (II)

а) Получение и свойства гидроксида меди (II)

Выполнение работы. Получить осадок гидроксида меди (II). отметить цвет и характер осадка. написать уравнение реакции.

Доказать экспериментально, что гидроксид меди (II) проявляет амфотерные свойства. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Жидкость с осадком гидроксида меди взболтать и нагреть до кипения. Почему изменился цвет осадка? Написать уравнение реакции. Какой вывод можно сделать о термической стойкости гидроксида меди (II)?

б) Гидролиз солей меди (II)

Выполнение работы. Испытать индикаторной бумажкой раствор соли меди (II). Какова реакция среды? Написать уравнение реакции гидролиза.

К раствору сульфата меди (II) прилить раствор карбоната натрия. Какие признаки протекания химической реакции наблюдаются? Написать уравнение реакции взаимодействия сульфата меди (II) с карбонатом натрия при участии воды.

в) Получение и свойства комплексной соли меди (II)

Выполнение работы. К раствору сульфата меди (II) добавлять по каплям раствор аммиака до растворения выпадающего вначале осадка основной соли. Написать уравнения реакций. В состав какого иона входят атомы меди? Каков цвет образовавшегося иона? Составить уравнение электролитической диссоциации образовавшейся комплексной соли и написать выражение константы нестойкости комплексного иона. Доказать опытным путем, что в растворе этой соли имеются сульфат-ионы.

Пользуясь таблицей произведения растворимости, подобрать реактив, с помощью которого можно обнаружить ионы меди (II) в растворе комплексной соли.

26.4. Получение серебра

а) Восстановление ионов серебра из растворов его солей более активными металлами

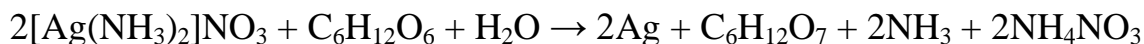
Выполнение работы. Подобрать (из имеющихся в лаборатории) металлы различной активности, которыми можно восстановить ионы серебра из растворов его солей, налить в пробирки раствор соли серебра и опустить металлы. Сравнить скорости происходящих реакций. Дать объяснения, используя данные таблицы стандартных электродных потенциалов. Написать уравнения реакций.

б) Восстановление ионов серебра солями олова (II)

Выполнение работы. Получить из имеющихся в лаборатории реактивов тетрагидроксостаннат (II) натрия. К полученному раствору добавить 1-2 капли раствора соли серебра. Что представляет собой выпавший черный осадок? В какой среде протекает данная реакция? Написать уравнения реакций и объяснить подбор коэффициентов.

в) Получение серебряного зеркала

Выполнение работы. В хорошо вымытую сухую пробирку налить раствор AgNO_3 , добавить к нему по каплям раствор NH_3 до растворения выпавшего вначале осадка Ag_2O (избегать избытка раствора NH_3). К полученному раствору прилить 10%-ный раствор глюкозы в объеме равном объему раствора, находящегося в пробирке. Раствор перемешать и поставить на водяную баню при 50-60 °С на 2-3 мин. Какое вещество образовалось на стенках пробирки? Какова роль глюкозы в этой реакции? Уравнение реакции:



На основании опытов *а*, *б* и *в* охарактеризовать свойства ионов серебра.

26.5. Соединения серебра

а) Получение оксида серебра

Выполнение работы. Из нитрата серебра взаимодействием со щелочью (гидроксидом натрия) получить осадок оксида серебра, отметить цвет и характер осадка. написать уравнение реакции.

Какой вывод можно сделать о прочности гидроксида серебра? Экспериментально доказать основной характер полученного соединения. Какую кислоту следует брать для доказательства основного характера оксида серебра? Почему?

б) Галогениды серебра

Выполнение работы. Получить галогениды серебра. обратить внимание на характер и цвет полученных соединений. Написать уравнения реакций. испытать отношение осадков к HNO_3 . Почему галогениды серебра не растворяются в HNO_3 ?

Получить осадки галогенидов серебра, отфильтровать и промыть водой. Испытать действие на них света (лучше прямого солнечного). Написать уравнения реакций.

Правила работы с серебром. При работе следует о ценности серебра и его соединений, поэтому необходимо применять минимальные порции реактивов, и все остатки после реакций сливать в специальную посуду, находящуюся у лаборанта.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

1. Написать электронные формулы атомов меди серебра и золота.
2. Какую степень окисления проявляют атомы меди, серебра и золота в соединениях? Дать объяснение. Привести примеры.
3. В чем заключается сходство и отличие электронных структур и химических свойств металлов подгруппы меди и щелочных металлов? Дать объяснение. Сравнить изменение восстановительной активности металлов в главной и побочной подгруппах I группы периодической системы Д.И. Менделеева с увеличением зарядов ядер атомов.
4. Каково отношение меди и серебра к соляной, серной и азотной кислотам различной концентрации на холоде и при нагревании? Написать уравнения реакций.
5. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов меди (I и II), серебра и золота (I и III). Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.
6. Какие координационные числа характерны для меди, серебра и золота в комплексных соединениях? Привести примеры. Написать уравнения реакций получения комплексных соединений меди и серебра.
7. Окислительно-восстановительные свойства соединений меди (I и II), серебра и золота (I и III). Привести примеры.
8. Чем объяснить образование в атмосферных условиях зеленого налета на поверхности изделий из меди? Какое соединение образуется на поверхности меди? Написать уравнение реакции.
9. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций взаимодействия гидроксида меди (II) с раствором аммиака.
10. Какую реакцию на лакмус должны иметь растворы нитрата меди (II) и хлорида золота (III)? Написать уравнения реакций.
11. Для комплексных соединений $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $\text{K}_2[\text{CuF}_4]$, $\text{K}[\text{AuCl}_4]$ указать: а) комплексообразователь; б) координационное число комплексообразователя; в) степень окисления комплексообразователя; г) название соединений.
12. Составить формулы комплексных ионов для Cu^{2+} и Au^{2+} , в которых и координационное число равно четырем, а лигандами являются следующие нейтральные молекулы и ионы: NH_3 , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, H_2O , Cl^- , CN^- , CNS^- .
13. Закончить уравнения реакций и подобрать коэффициенты:
 - а) $\text{CuI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \dots$
 - б) $\text{AgClO}_3 + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{AgCl} + \dots$
 - в) $\text{AuCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Au}_2\text{S} + \dots$
 - г) $\text{Au}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Au} + \dots$
14. Какой объем 92%-ного раствора H_2SO_4 потребуется для получения 20 кг медного купороса при действии серной кислоты на медь?
15. Какова нормальность раствора сульфата меди (II), если при взаимодействии 20 мл его с йодидом калия выделяется 0,63 г йода?
16. Вычислить, какой объем 2 н. раствора HNO_3 потребуется для растворения 20 г $\text{Cu}(\text{OH})_2$?
17. Для определения содержания серебра в серебряной монете кусочек ее массой 0,3 г растворили в HNO_3 и осадили из полученного раствора серебро при помощи HCl . Масса осадка после промывания и высушивания оказалась равной 0,199 г. Рассчитать, сколько процентов серебра содержала монета?
18. Вычислить нормальность раствора соляной кислоты, если в 40 мл раствора после прибавления AgNO_3 образовалось 0,574 г AgCl .

27. ЦИНК, КАДМИЙ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Приборы и реактивы. Весы с разновесом, мерные цилиндры, штатив с кольцом и лапкой, горелка, фарфоровая ступка с пестиком, фарфоровая чашка, штатив с пробирками, стеклянная палочка; цинк (гранул., стружки), сера (порошок), йод, фильтровальная бумага, индикаторная бумага; растворы азотной кислоты, соляной кислоты, серной кислоты, гидроксида натрия, аммиака водного, сульфата цинка, хлорида цинка, нитрата кобальта, йодида калия, лакмуса.

27.1. Химические свойства цинка

а) Взаимодействие цинка с кислотами

Выполнение работы. В шесть пробирок поместить по кусочку гранулированного цинка и подействовать в отдельности разбавленными и концентрированными растворами кислот HCl , H_2SO_4 , HNO_3 . Наблюдать происходящие явления. нагреть те пробирки, в которых на холоде не началась реакция. После растворения цинка в разбавленной HNO_3 доказать присутствие ионов аммония в полученном растворе. Написать уравнения реакций. Составить схему перехода электронов. Подобрать коэффициенты.

(Работу проводить в вытяжном шкафу!)

б) Взаимодействие цинка со щелочами

Выполнение работы. Поместить в пробирку немного цинковых стружек и прилить концентрированный раствор щелочи. Нагреть. Наблюдать выделение газа. доказать опытным путем, что выделяющийся газ – водород. Объяснить механизм происходящих реакций. Написать уравнения реакций.

27.2. Соединения цинка и их свойства

а) Получение и свойства гидроксида цинка

Выполнение работы. Из имеющихся в лаборатории реактивов получить гидроксид цинка. Отметить цвет и характер осадка. Доказать опытным путем, что гидроксид цинка обладает амфотерными свойствами. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

б) Комплексные соединения цинка

Выполнение работы. К раствору соли цинка добавлять по каплям раствор гидроксида аммония до образования осадка, а затем до полного его растворения. Написать уравнения реакций, учитывая, что координационное число цинка в полученном комплексном соединении равно четырем.

в) Гидролиз солей цинка

Выполнение работы. Испытать раствором нейтрального лакмуса реакцию среды растворов сульфата цинка и хлорида цинка. Написать уравнения реакций гидролиза.

В горячий раствор хлорида цинка опустить кусочек цинка, предварительно очистив его поверхность наждачной бумагой. Наблюдать выделение

водорода. Объяснить механизм происходящих процессов. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

27.3. Получение кадмия восстановлением его ионов из раствора

Пользуясь данными таблицы стандартных электродных потенциалов (табл. 12), подобрать металлы, способные восстанавливать ионы кадмия из растворов его солей. Прodelать соответствующий опыт, используя один из имеющихся в лаборатории металлов. Написать уравнение реакции.

27.4. Соединения кадмия и их свойства

а) Получение и свойства гидроксида кадмия

Выполнение работы. Из имеющихся в лаборатории реактивов получить гидроксид кадмия, отметить цвет и характер осадка. написать уравнение реакции. Испытать отношение гидроксида кадмия к разбавленной соляной кислоте и избытку щелочи. какие свойства проявляет этот гидроксид? Отметить различие в свойствах гидроксидов цинка и кадмия.

б) Комплексные соединения кадмия

Выполнение работы. К раствору сульфата кадмия добавлять по каплям раствор аммиака до растворения первоначально образующегося осадка. Написать уравнение реакции, учитывая, что координационное число кадмия в полученном комплексном соединении равно четырем. Написать уравнение электролитической диссоциации полученного комплексного соединения и выражение константы нестойкости комплексного иона.

в) Гидролиз солей кадмия

Выполнение работы. Испытать раствором нейтрального лакмуса реакцию среды раствора сульфата кадмия. Объяснить наблюдаемое явление. Написать уравнение реакции гидролиза в молекулярной и ионной форме.

К раствору сульфата кадмия прилить раствор карбоната натрия. наблюдать образование осадка. продуктом какой ступени гидролиза является образовавшееся вещество? Написать молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза кадмия по ступеням.

27.5. Разделение ионов Zn^{2+} и Cd^{2+}

Выполнение работы. Для разделения ионов Zn^{2+} и Cd^{2+} можно использовать различную растворимость их сульфидов в разбавленной HCl.

Составить план отделения Zn^{2+} и Cd^{2+} друг от друга, используя сероводород или сероводородную воду, и показать план преподавателю. Приготовить смесь растворов солей цинка и кадмия и провести разделение смеси по разработанному плану. Опыт кратко описать.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

1. Написать электронные формулы атомов цинка, кадмия и ртути.
2. В чем заключается сходство и отличие химических свойств металлов главной и побочной подгрупп II группы периодической системы Д.И. Менделеева? Дать объяснение. Привести примеры.
3. Цинк и кадмий в электрохимическом ряду напряжений металлов расположены левее водорода. Почему при комнатной температуре они не вытесняют водород из воды?
4. Написать уравнения реакций взаимодействия цинка с кислотами-окислителями.
5. Охарактеризовать ионы Zn^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+} как комплексообразователи.
6. Описать свойства гидроксидов цинка, кадмия и ртути. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.
7. Как из нитрата цинка получить гидроксоцинкат калия? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.
8. Написать уравнение реакции взаимодействия $Cd(OH)_2$ с NH_4Cl , имея в виду, что в результате реакции получается комплексное соединение.
9. Какими реактивами нужно пользоваться и какие условия создавать, чтобы возможно полнее осадить ионы Zn^{2+} из раствора в виде ZnS ?
10. Какую массу цинкового купороса $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ можно получить при взаимодействии цинка с 500 мл 20%-ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,14 \text{ г/см}^3$).
11. Цинковая обманка содержит 30% ZnS . Сколько теоретически можно получить цинка и 92%-ного раствора H_2SO_4 из 1 т этой руды?
12. 0,1405 г металла вытесняет из кислоты 28 мл водорода (при н.у.). определить эквивалентную массу металла.
13. Сколько граммов сульфида ртути содержится в 1 л его насыщенного раствора? (Произведение растворимости см. в таблице 9 Приложения.)
14. Какой объем 0,1 М раствора $SnCl_2$, нужно прилить к 200 мл 0,15 М раствора сулемы, чтобы восстановить ионы ртути до металлической ртути?

28. БОР, АЛЮМИНИЙ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Приборы и реактивы. Весы с разновесом, штатив с кольцом, железный и фарфоровый тигель, стеклянная палочка, стакан, штатив с пробирками; магний (лента, порошок), алюминий (пластинки, стружка или опилки), тетраборат натрия, борная кислота, сульфат алюминия, сульфат калия, хлорид натрия, индикаторная бумага, фильтровальная бумага; растворы, азотной кислоты, серной кислоты, соляной кислоты, гидроксида натрия, аммиака водного, хлорида аммония, сульфата хрома.

28.1. Получение аморфного бора

Выполнение работы. В железный тигель насыпать немного борной кислоты, нагреть на горелке и прокалить сначала слабо, а затем сильно. Наблюдать образование стекловидной массы оксида бора (III). Написать уравнения ступенчатой дегидратации ортоборной кислоты и образования оксида бора (III).

После остывания полученную массу оксида бора (III) извлечь из тигля, растереть тщательно в ступке, взвесить и смешать с двойной по массе порцией порошкообразного магния. Смесь всыпать в тигель и прокалить в пламене горелки. реакцию наблюдать через опущенное стекло вытяжного шкафа. Полученную в результате массу после остывания всыпать в стакан и обработать разбавленной HCl. (Зачем?) Какие компоненты смеси будут взаимодействовать в HCl? Как они образовались? Написать соответствующие уравнения реакций. отфильтровать порошок бора. Записать его цвет и отношение к разбавленной HCl.

Немного порошкообразного бора обработать раствором щелочи. Сравнить отношение бора и кремния к растворам щелочей.

(Работу проводить в вытяжном шкафу!)

28.2. Получение ортоборной кислоты и ее свойства

Выполнение работы. а) В пробирку с насыщенным раствором тетрабората натрия (буры) осторожно прилить концентрированной H_2SO_4 . Охладить пробирку со смесью под краном. Отметить цвет образующихся кристаллов. Написать уравнение реакции. объяснить, почему H_2SO_4 вытесняет ортоборную кислоту. Можно ли взять для этой реакции HCl?

б) Испытать растворимость ортоборной кислоты в воде на холоде и при нагревании. Вывод записать.

в) Немного ортоборной кислоты растворить в воде и испытать раствор индикаторной бумажкой. По изменению окраски индикатора сделать вывод о силе ортоборной кислоты. Вывод подтвердить значением степени диссоциации (см. Приложение, табл. 7).

Написать уравнения ступенчатой диссоциации ортоборной кислоты. по какой ступени в большей степени диссоциирует ортоборная кислота? Почему?

Ответ подтвердить числовыми значениями констант диссоциации (см. Приложение, табл. 8).

г) Приготовить смесь из 1 г ортоборной кислоты и 1 г хлорида натрия и поместить ее в пробирку. Укрепить пробирку в лапке штатива и нагреть. По запаху (*осторожно!*) определить, какой газ выделяется в результате опыта. Обнаружить выделяющийся газ химическим путем. Как? Написать уравнение реакции. почему в данном случае ортоборная кислота вытесняет соляную?

Сравнить этот опыт с опытом а) и сделать вывод, какие кислоты и при каких условиях могут вытеснять ортоборную кислоту и какие кислоты могут быть вытеснены ортоборной кислотой из их солей.

д) В раствор ортоборной кислоты, полученный в опыте в), опустить кусочек ленты (или порошка) магния. Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции, учитывая, что получается метаборат магния.

28.3. Свойства солей борных кислот

Выполнение работы. а) Испытать раствор тетрабората натрия (буры) лакмусовой бумажкой. Какова реакция среды в растворе? Написать уравнение реакции гидролиза тетрабората натрия.

б) Захватить в ушко платиновой или нихромовой проволоки немного кристаллов тетрабората натрия и ввести в пламя горелки. Наблюдать образование прозрачного стекловидного перла. Написать уравнение реакции, происходящей с тетраборатом натрия при нагревании.

в) Полученный перл тетрабората натрия опустить в пробирку с концентрированным раствором соли кобальта и снова прокалить. Отметить цвет полученного перла. Каков химический состав перла? Какое соединение придает ему характерную окраску?

г) Полученный перл тетрабората натрия опустить в концентрированный раствор соли хрома (III) и снова прокалить. Отметить цвет вновь полученного перла. Какое соединение придает этому перлу отмеченную в опыте окраску?

Примечание. После опыта платиновую (или нихромовую) проволоку очистить, для чего раздробить перл, промыть проволоку раствором соляной кислоты и прокалить в пламени горелки.

28.4. Химические свойства алюминия

а) Взаимодействие алюминия с кислородом

Выполнение работы. Пластинку алюминия очистить наждачной бумагой. На свежую поверхность металла нанести каплю раствора нитрата ртути (I) $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ или хлорида ртути (II) HgCl_2 . (*Осторожно, эти растворы ядовиты!*) Наблюдать изменение внешнего вида пластинки под каплей раствора. Почему оно происходит? Затем каплю раствора смыть в специальный сосуд, мокрое место слегка протереть ватой или бумагой и оставить металл на воздухе. Наблюдать окисление алюминия и происходящее при этом разогревание пластинки. Каков внешний вид образующегося оксида алюминия?

Написать уравнения происходящих реакций.

б) Взаимодействие алюминия со щелочами

Выполнение работы. В пробирку насыпать немного стружек алюминия и прилить 30%-ный раствор гидроксида натрия. Доказать опытным путем, что выделяющийся газ – водород. (*Перед поджиганием газа провести проверку H_2 на чистоту.*) Написать уравнение реакции, учитывая, что в реакции принимает участие вода. Каков механизм растворения алюминия в щелочах? Дать название образующемуся гидроксокомплексу.

в) Взаимодействие алюминия с водой

Выполнение работы. Положить в пробирку немного опилок алюминия и взболтать с 3-5 мл воды. происходит ли реакция? Дать объяснение. Прокипятить опилки, добавить в пробирку 2-3 мл разбавленного раствора щелочи. Затем слить жидкость, несколько раз промыть опилки водой для удаления щелочи и оставить их постоять с водой. Через некоторое время наблюдается выделение пузырьков газа. Доказать опытным путем, какой газ выделяется. написать уравнение реакции алюминия с водой. При каком условии возможна эта реакция?

г) Взаимодействие алюминия с кислотами

Выполнение работы. Ознакомится с положением алюминия в электрохимическом ряду напряжений металлов и с величиной стандартного электродного потенциала алюминия. Сделать вывод о возможности взаимодействия алюминия с разбавленными растворами HCl и H_2SO_4 . Какие продукты должны получаться в результате реакций?

Проверить правильность сделанного вывода на опытах, для чего в две пробирки положить немного стружек алюминия и прилить в одну пробирку 2 н. раствор HCl , в другую – 2 н. раствор H_2SO_4 . Сравнить активность взаимодействия алюминия с HCl и H_2SO_4 на холоде. Подогреть пробирки с разбавленными кислотами. Что наблюдается? Какой газ выделяется в обоих случаях на холоде и при нагревании? Написать уравнения реакций. указать окислитель и восстановитель в этих реакциях.

В пробирку опустить немного стружек алюминия и прилить концентрированной H_2SO_4 . Осторожно нагреть пробирку. Наблюдать помутнение раствора и объяснить его. Написать уравнение реакции.

Кусочек алюминия (предварительно очищенный наждачной бумагой) опустить в пробирку. Прилить немного концентрированной HNO_3 . Происходит ли растворение алюминия в концентрированной HNO_3 на холоде? Через несколько минут вылить кислоту из пробирки осторожно, не встряхивая металла (почему?), промыть его 2-3 раза водой. Затем прилить концентрированный HCl . Наблюдать, происходит ли взаимодействие алюминия с HCl . Дать объяснение, что происходит с поверхностью алюминия при действии на нее холодной концентрированной HNO_3 . Затем слить HCl , промыть металл водой и прилить снова концентрированную HNO_3 . Осторожно нагреть пробирку. Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции алюминия с концентрированной HNO_3 при нагревании.

На основании проведенных опытов сделать вывод, в каких кислотах и при каких условиях можно растворить алюминий.

(Опыты, связанные с HNO_3 , проводить в вытяжном шкафу!)

28.5. Соединения алюминия и их свойства

а) Получение гидроксида алюминия и исследование его свойств

Выполнение работы. К раствору соли алюминия в пробирке приливать по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка. Каков цвет и характер осадка? Что он собой представляет? Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

Разделить осадок на две пробирки и исследовать его отношение к раствору HCl и к раствору $NaOH$. Сделать вывод о химическом характере гидроксида алюминия. Написать уравнения реакций.

Изобразить схему равновесия, устанавливающегося в насыщенном растворе гидроксида алюминия, согласно протолитической теории. Как смещается это равновесие при добавлении избытка щелочи, избытка кислоты?

б) Гидролиз солей алюминия

Выполнение работы. Испытать раствор сульфата алюминия индикаторной бумажкой. Объяснить изменение цвета и сделать вывод о силе гидроксида алюминия как основания. Написать уравнения реакций ступенчатого гидролиза сульфата алюминия в молекулярной и ионной формах. Объяснить, почему гидролиз данной соли не идет до конца.

К раствору сульфата алюминия прибавить раствор сульфида аммония. Наблюдать выпадение осадка. Полученный осадок отфильтровать, промыть на фильтре водой и разделить на две части. К одной части прилить разбавленную HCl , к другой – раствор $NaOH$.

Что происходит? Какой вывод о составе полученного осадка можно сделать на основании этих опытов? Написать уравнения реакций, происходящих между растворами сульфата алюминия и сульфида аммония в водной среде в молекулярной и ионной форме. Образование каких веществ в данных реакциях обуславливает течение гидролиза до конца? Почему? На основании опыта сделать вывод, можно ли получить сульфид и карбонат алюминия в результате обменных реакций в водных растворах.

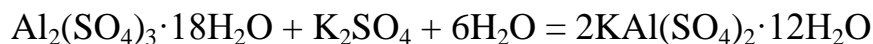
К раствору сульфата алюминия прилить раствор ацетата натрия. Отмечаются ли внешние признаки протекания химической реакции?

Прокипятить раствор. Что происходит? Объяснить, какую роль в протекании реакции сыграло кипячение раствора. Написать уравнения реакций между растворами сульфата алюминия и ацетата натрия в молекулярной и ионной формах. Какое вещество выпадает в осадок?

Получить раствор гидроксоалюмината натрия. Затем прилить концентрированный раствор NH_4Cl и нагреть. Что наблюдается? Каков вид и состав осадка? Определить (по запаху), какой газ выделяется. Написать уравнения реакций.

д) Получение алюмокалиевых квасцов

Выполнение работы. Получение алюмокалиевых квасцов основано на реакции:



Отвесить на технохимических весах 7,5 г $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ и растворить в 50 мл воды, взяв для этой цели достаточно большую фарфоровую чашку. Рассчитать по уравнению реакции и отвесить необходимую для реакции массу K_2SO_4 . Приготовить горячий насыщенный раствор сульфата калия* и влить его при перемешивании в фарфоровую чашку. Наблюдать через некоторое время выпадение кристаллов квасцов. По охлаждению и окончании кристаллизации слить маточный раствор, высушить кристаллы квасцов между листами фильтровальной бумаги и взвесить полученные кристаллы. Вычислить процент выхода.

е) Образование алюмината кобальта

Выполнение работы. Свернуть небольшой кусочек фильтровальной бумаги в жгутик, смочить его несколькими каплями концентрированного раствора какой-нибудь соли алюминия и 1-2 каплями разбавленного раствора $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$. Захватив жгутик тигельными щипцами, высушить его, поместив высоко над пламенем горелки. После этого положить жгутик в сухой тигель, сжечь бумагу и золу сильно прокалить. В тигельке образуется при высокой температуре алюминат кобальта $\text{Co}(\text{AlO}_2)_2$ в виде синей массы, называемой тенаровой синью. Написать уравнение реакции.

Образование тенаровой сини указывает на наличие ионов алюминия.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

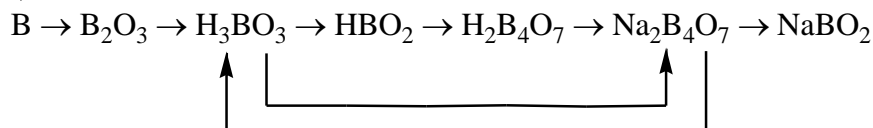
1. Написать электронные формулы атомов бора и алюминия. Как изменяются радиусы атомов и потенциалы ионизации элементов в главной подгруппе III группы?
2. Из каких природных соединений получают бор и алюминий? Какие химические или электрохимические процессы при этом используют? Написать уравнения реакций восстановления бора из оксида бора и схему электрохимических процессов, протекающих у электродов при электролитическом производстве алюминия.
3. Написать уравнения реакций получения боридов магния, диборана, оксида бора и борных кислот. Указать степень окисления бора и условия получения этих соединений.
4. Каково отношение алюминия к кислороду, воде, щелочам? Написать соответствующие уравнения реакций.
5. Написать уравнения реакций взаимодействия алюминия с разбавленными и концентрированными растворами HCl , H_2SO_4 и HNO_3 .
6. Каковы химические свойства оксида и гидроксида алюминия? Написать соответствующие уравнения реакций. Объяснить амфотерность гидроксида алюминия с позиций протолитической теории.
7. Сравнить химические свойства бора и алюминия, их оксидов и гидроксидов. Объяснить, почему бор и его кислородные соединения по химическим свойствам отличаются от элементов главной подгруппы III группы.

* Растворимость K_2SO_4 в 100 г воды при 20 °С – 11,11 г, при 70 °С – 19,75 г, при 80 °С – 21,4 г, при 90 °С – 22,4 г.

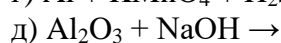
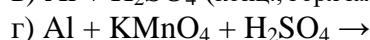
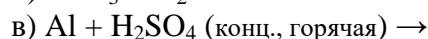
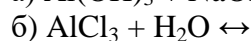
8. Как протекает гидролиз солей алюминия, образованных различными по силе кислотами? Написать соответствующие уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

9. Написать молекулярные и графические формулы метабората бария, тетрабората кальция, метаалюмината калия, гексагидроксоалюмината натрия.

10. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



11. Дописать уравнения реакций, поставить коэффициенты:



сплавление

12. Почему алюминий, находясь в электрохимическом ряду напряжений металлов значительно левее водорода, не вытесняет последний из воды, но легко вытесняет его из водного раствора щелочи? Какую роль играет щелочь в этом процессе? Изобразить уравнениями отдельные стадии этого процесса.

13. Написать уравнения реакций, происходящих при взаимодействии водных растворов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и Na_2CO_3 .

14. Какой объем 1 М раствора NaOH надо затратить для нейтрализации 200 г 3%-ного раствора борной кислоты, если продуктом реакции является $\text{N}_2\text{B}_4\text{O}_7$?

15. Какое количество вещества борной кислоты можно получить из 20 г аморфного бора при окислении его 65%-ным раствором азотной кислоты, если последнего добавлено 50 мл ($\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$) и HNO_3 восстанавливается до NO?

16. В производстве алюминия на каждую тонну алюминия расходуется около 2 т глинозема. Вычислить выход (в процентах) алюминия, принимая во внимание, что алюминий и исходный оксид не содержит примесей.

17. При растворении в соляной кислоте сплава магния с алюминием массой 50 г выделился водород объемом 48,25 л (н.у.). Определить массовые доли (%) металлов в сплаве.

18. Рассчитать ΔG_{298}^0 реакции восстановления алюминием металлов из следующих оксидов: FeO, Fe_3O_4 , CaO, CuO, PbO. Определить возможность их протекания при стандартных условиях.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1. Атомные номера и атомные массы элементов

Наименование элемента	Символ	Атомный номер	Атомная масса	Наименование элемента	Символ	Атомный номер	Атомная масса
Азот	N	7	14,0	Неон	Ne	10	20,18
Алюминий	Al	13	26,98	Никель	Ni	28	58,70
Аргон	Ar	18	39,95	Ниобий	Nb	41	92,9
Барий	Ba	56	137,33	Олово	Sn	50	118,69
Бериллий	Be	4	9,01	Осмий	Os	76	190,20
Бор	B	5	10,81	Палладий	Pd	46	106,40
Бром	Br	35	79,90	Платина	Pt	78	195,09
Ванадий	V	23	50,94	Полоний	Po	84	[210]
Висмут	Bi	83	208,98	Празеодим	Pr	59	140,9
Водород	H	1	1,0	Радий	Ra	88	[226]
Вольфрам	W	74	183,85	Радон	Rn	86	[222]
Гадолиний	Gd	64	157,25	Рений	Re	75	186,2
Галлий	Ga	31	69,72	Родий	Rh	45	102,9
Гафний	Gf	72	178,49	Ртуть	Hg	80	200,59
Гелий	He	2	4,00	Рубидий	Rb	37	85,47
Германий	Ge	32	72,59	Рутений	Ru	44	101,07
Гольмий	Ho	67	164,93	Самарий	Sm	62	150,40
Диспрозий	Dy	66	162,50	Свинец	Pb	82	207,19
Европий	Eu	63	151,96	Селен	Se	34	78,96
Железо	Fe	26	55,85	Сера	S	16	32,06
Золото	Au	79	196,97	Серебро	Ag	47	107,87
Индий	In	49	114,82	Скандий	Sc	21	44,96
Иод	I	53	126,90	Стронций	Sr	38	87,62
Иридий	Ir	77	192,22	Сурьма	Sb	51	121,75
Иттербий	Yb	70	173,04	Таллий	Tl	81	204,37
Иттрий	Y	39	88,9	Тантал	Ta	73	180,95
Кадмий	Cd	48	112,40	Теллур	Te	52	127,60
Калий	K	19	39,10	Тербий	Tb	65	158,92
Кальций	Ca	20	40,08	Технеций	Tc	43	[99]
Кислород	O	8	16,00	Титан	Ti	22	47,90
Кобальт	Co	27	58,93	Торий	Th	90	232,04
Кремний	Si	14	28,09	Тулий	Tm	69	168,93
Криптон	Kr	36	83,80	Углерод	C	6	12,01
Ксенон	Xe	54	131,30	Уран	U	92	238,03
Лантан	La	57	138,91	Фосфор	P	15	30,97
Литий	Li	3	6,94	Фтор	F	9	19,00
Лютеций	Lu	71	174,97	Хлор	Cl	17	35,45
Магний	Mg	12	24,3	Хром	Cr	24	52,00
Марганец	Mn	25	54,94	Цезий	Cs	55	132,91
Медь	Cu	29	63,55	Церий	Ce	58	140,12
Молибден	Mo	42	95,94	Цинк	Zn	30	65,38
Мышьяк	As	33	74,92	Цирконий	Zr	40	91,22
Натрий	Na	11	22,99	Эрбий	Er	68	167,26
Неодим	Nd	60	144,24				

- Примечание:
1. В квадратных скобках указаны массовые числа наиболее устойчивых изотопов.
 2. В качестве единицы атомной массы принята 1/12 часть массы атома изотопа углерода ¹²C.
 3. Значения атомных масс даются с точностью до второго десятичного знака.

Таблица 2. Относительная электроотрицательность атомов (по Полингу)

H 2,1						
Li 0,98	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,07	O 3,50	F 4,0
Na 0,93	Mg 1,2	Al 1,6	Si 1,8	P 2,2	S 2,6	Cl 3,0
K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,8	Ge 1,8	As 2,1	Se 2,5	Br 2,8
Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,5	Sn 1,8	Sb 1,8	Te 2,1	I 2,8

Таблица 3. Давление насыщенного водяного пара в равновесии с водой

Температура, °C	Давление пара, Па (мм рт.ст.)	Температура, °C	Давление пара, Па (мм рт.ст.)
0	$0,61 \cdot 10^3$ (4,58)	19	$2,20 \cdot 10^3$ (16,48)
5	$0,87 \cdot 10^3$ (6,54)	20	$2,33 \cdot 10^3$ (17,53)
10	$1,22 \cdot 10^3$ (9,20)	21	$2,48 \cdot 10^3$ (18,65)
15	$1,70 \cdot 10^3$ (12,79)	22	$2,64 \cdot 10^3$ (19,83)
16	$1,81 \cdot 10^3$ (13,63)	23	$2,80 \cdot 10^3$ (21,09)
17	$1,93 \cdot 10^3$ (14,53)	24	$2,97 \cdot 10^3$ (22,38)
18	$2,06 \cdot 10^3$ (15,48)	25	$3,16 \cdot 10^3$ (23,75)

Таблица 4. Плотность водных растворов $K_2Cr_2O_7$

Концентрация раствора, %	Плотность, г/см ³	Концентрация раствора, %	Плотность, г/см ³
1	1,0052	6	1,0408
2	1,0122	7	1,0481
3	1,0193	8	1,0554
4	1,0264	9	1,0628
5	1,0336	10	1,0703

Таблица 5. Плотность водных растворов Na_2SO_4

Концентрация раствора, %	Плотность, г/см ³	Концентрация раствора, %	Плотность, г/см ³
1	1,008	6	1,053
2	1,016	8	1,072
4	1,035	10	1,091

Таблица 6. Плотность растворов некоторых кислот, щелочей и аммиака при 15 °С (в г/см³)

Концентрация, %	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	KOH	NaOH	NH ₃
2	1,013	1,011	1,009	1,016	1,023	0,992
4	1,027	1,022	1,019	1,033	1,046	0,983
6	1,040	1,033	1,029	1,048	1,069	0,973
8	1,055	1,044	1,039	1,065	1,092	0,967
10	1,069	1,056	1,049	1,082	1,115	0,960
12	1,083	1,068	1,059	1,100	1,137	0,953
14	1,098	1,080	1,069	1,118	1,159	0,946
16	1,112	1,093	1,079	1,137	1,181	0,939
18	1,127	1,106	1,083	1,156	1,213	0,932
20	1,143	1,119	1,100	1,176	1,225	0,926
22	1,158	1,132	1,110	1,196	1,547	0,919
24	1,174	1,145	1,121	1,217	1,268	0,913
26	1,190	1,158	1,132	1,240	1,289	0,908
28	1,205	1,171	1,142	1,263	1,310	0,903
30	1,224	1,184	1,152	1,286	1,332	0,898
32	1,238	1,198	1,163	1,310	1,352	0,893
34	1,255	1,211	1,173	1,334	1,374	0,889
36	1,273	1,225	1,183	1,358	1,395	0,884
38	1,290	1,238	1,194	1,384	1,416	
40	1,307	1,251		1,411	1,437	
42	1,324	1,264		1,437	1,458	
44	1,342	1,277		1,460	1,478	
46	1,361	1,290		1,485	1,499	
48	1,380	1,303		1,511	1,519	
50	1,399	1,316		1,538	1,540	
52	1,419	1,328		1,564	1,560	
54	1,439	1,340		1,590	1,580	
56	1,460	1,351		1,616	1,601	
58	1,482	1,362			1,622	
60	1,503	1,373			1,643	
62	1,525	1,384				
64	1,547	1,394				
66	1,571	1,403				
68	1,594	1,412				
70	1,617	1,421				
72	1,640	1,429				
74	1,664	1,437				
76	1,687	1,445				
78	1,710	1,453				
80	1,732	1,460				
82	1,755	1,467				
84	1,776	1,474				
88	1,808	1,486				
90	1,819	1,491				
92	1,830	1,496				
94	1,837	1,500				
98	1,841	1,510				
100	1,838	1,522				

Таблица 7. Степень диссоциации кислот, оснований и солей в водных растворах* (0,1 н.) при 18 °С

Кислоты	Степень диссоциации, %	Основания. Соли	Степень диссоциации, %
HNO ₃	92	KOH	89
HCl	91	NaOH	84
HBr	90	NH ₃ ·H ₂ O	1,3
HI	90	Me ⁺ A ⁻ (KCl)	83
H ₂ SO ₄	58	Me ₂ ⁺ A ²⁻ (K ₂ SO ₄)	
H ₃ PO ₄	36	или Me ²⁺ A ₂ ⁻ (BaCl ₂)	75
SO ₂ ·H ₂ O	20	Me ₃ ⁺ A ³⁻ (K ₃ PO ₄)	
CH ₃ COOH	1,3	или Me ³⁺ A ₃ ⁻ (AlCl ₃)	65
H ₂ CO ₃	0,17	Me ²⁺ A ²⁻ (CuSO ₄)	40
H ₂ S	0,07		
H ₃ BO ₃	0,01		
HCN	0,007		

* Для сильных электролитов приведены их кажущиеся степени диссоциации. Значения для многоосновных кислот относятся к первой степени диссоциации

Таблица 8. Константы диссоциации воды и некоторых слабых кислот и оснований в водных растворах при 18 °С

Соединения	Степень диссоциации	K
H ₂ O		1,8·10 ⁻¹⁶
HNO ₂		4,6·10 ⁻⁴
<i>o</i> -H ₃ BO ₃	I	5,3·10 ⁻¹⁰
	II	1,8·10 ⁻¹³
	III	1,6·10 ⁻¹⁴
<i>тетра</i> -H ₂ B ₄ O ₇	I	~ 10 ⁻⁴
	II	~ 10 ⁻⁹
<i>м</i> -H ₂ SiO ₃	I	2·10 ⁻¹⁰
H ₂ O ₂		2,4·10 ⁻¹²
SO ₂ ·H ₂ O	I	1,6·10 ⁻²
	II	6,3·10 ⁻⁸
H ₂ S	I	6,0·10 ⁻⁸
	II	1,0·10 ⁻¹⁴
H ₂ CO ₃	I	4,4·10 ⁻⁷
	II	4,7·10 ⁻¹¹
<i>o</i> -H ₃ PO ₄	I	7,5·10 ⁻³
	II	6,3·10 ⁻⁸
	III	2,2·10 ⁻¹²
HClO		3,2·10 ⁻⁸
H ₂ CrO ₄	I	1,8·10 ⁻¹
	II	3,2·10 ⁻⁸
HCN		7,9·10 ⁻¹⁰
CH ₃ COOH		1,8·10 ⁻⁵
Al(OH) ₃	III	1,4·10 ⁻¹¹
NH ₃ ·H ₂ O		1,8·10 ⁻⁵
Cd(OH) ₂	II	5,0·10 ⁻³

Таблица 9. Произведение растворимости малорастворимых веществ

Вещество	ПР	Вещество	ПР
AgBr	$6 \cdot 10^{-13}$	FeS	$5 \cdot 10^{-18}$
AgCN	$7 \cdot 10^{-15}$	Hg ₂ Cl ₂	$1,3 \cdot 10^{-18}$
Ag ₂ S	$6 \cdot 10^{-50}$	Mg(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-11}$
AgSCN	$1,1 \cdot 10^{-12}$	MgS	$2 \cdot 10^{-15}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	Mn(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-13}$
Ag ₂ CO ₃	$8,2 \cdot 10^{-12}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
Ag ₂ CrO ₄	$4 \cdot 10^{-12}$	NiCO ₃	$1,3 \cdot 10^{-7}$
AgI	$1,1 \cdot 10^{-16}$	Ni(OH) ₂	$10^{-15} - 10^{-18}$
BaCO ₃	$5 \cdot 10^{-9}$	PbCO ₃	$7,5 \cdot 10^{-14}$
BaC ₂ O ₄ ·2H ₂ O	$1,1 \cdot 10^{-7}$	PbCl ₂	$2 \cdot 10^{-5}$
BaCrO ₄	$5 \cdot 10^{-9}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	PbI ₂	$8 \cdot 10^{-9}$
CaCO ₃	$5 \cdot 10^{-9}$	Pb(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-16}$
CaC ₂ O ₄ ·H ₂ O	$2 \cdot 10^{-9}$	PbS	$1 \cdot 10^{-27}$
CaSO ₄ ·2H ₂ O	$1 \cdot 10^{-5}$	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
CdS	$1 \cdot 10^{-29}$	Sb ₂ S ₃	$1 \cdot 10^{-30}$
Co(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-15}$	SnS	$1 \cdot 10^{-26}$
CuC ₂ O ₄	$2,5 \cdot 10^{-22}$	SrCO ₃	$1,1 \cdot 10^{-10}$
Cu ₂ S	$1 \cdot 10^{-48}$	SrC ₂ O ₄ ·H ₂ O	$5,6 \cdot 10^{-8}$
CuS	$6 \cdot 10^{-36}$	SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
FeCO ₃	$2,5 \cdot 10^{-11}$	Zn(OH) ₂	$1 \cdot 10^{-17}$
Fe(OH) ₂	$1 \cdot 10^{-15}$	ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$
Fe(OH) ₃	$3,8 \cdot 10^{-38}$		

Таблица 10. Области перехода некоторых индикаторов

Наименование индикатора	Область перехода, рН	Изменение окраски
Тимоловый синий	1,2 – 2,8	красная – желтая*
Метилловый оранжевый	3,1 – 4,4	розовая – желтая
Метилловый красный	4,4 – 6,2	красная – желтая
Лакмус	5,0 – 8,0	красная – синяя
Тимоловый синий	8,0 – 9,6	желтая – синяя*
Фенолфталеин	8,0 – 10,0	бесцветная – малиновая
Ализарин желтый	10,0 – 12,0	желтая – оранжевая
Индигокармин	12,0 – 14,0	голубая – желтая

* Индикатор тимоловый синий имеет две области перехода. При $\text{pH} \leq 1,2$ окраска его красная; при повышении pH до 2,8 она переходит в желтую и остается желтой до $\text{pH} = 8$. При дальнейшем увеличении pH окраска раствора переходит в синюю и остается синей при $\text{pH} \geq 9,6$.

Таблица 11. Степень гидролиза солей (в 0,1 М растворах при 25 °С)

Соль	Степень гидролиза, %	Соль	Степень гидролиза, %
NH ₄ Cl	0,007	NaH ₂ PO ₄	0,0004
CH ₃ COONH ₄	0,5	Na ₂ CO ₃	4,0
(NH ₄) ₂ S	99,0	NaHCO ₃	0,005
NH ₄ HS	7,0	Na ₂ S	90,0
Na ₂ B ₄ O ₇	0,5	NaHS	0,10
Na ₂ SO ₃	0,13	NaClO	0,18
NaHSO ₃	0,0002	KCN	1,2
CH ₃ COONa	0,007	Al ₂ (SO ₄) ₃	3,5
Na ₃ PO ₄	34	Al(CH ₃ COO) ₃	40,0
Na ₂ HPO ₄	0,13	Fe(CH ₃ COO) ₃	32,0

Таблица 12. Стандартные электродные потенциалы некоторых окислительно-восстановительных систем*

Окисленная форма	Восстановленная форма	Уравнение реакции	E°, В
Li ⁺	Li (к)	Li ⁺ + e ⁻ = Li	-3,04
K ⁺	K (к)	K ⁺ + e ⁻ = K	-2,92
Ba ²⁺	Ba (к)	Ba ²⁺ + 2e ⁻ = Ba	-2,90
Sr ²⁺	Sr (к)	Sr ²⁺ + 2e ⁻ = Sr	-2,89
Ca ²⁺	Ca (к)	Ca ²⁺ + 2e ⁻ = Ca	-2,87
Na ⁺	Na (к)	Na ⁺ + 2e ⁻ = Na	-2,71
Mg ²⁺	Mg (к)	Mg ²⁺ + 2e ⁻ = Mg	-2,36
Al ³⁺	Al (к)	Al ³⁺ + 3e ⁻ = Al	-1,66
Mn ²⁺	Mn (к)	Mn ²⁺ + 2e ⁻ = Mn	-1,18
V ²⁺	V (к)	V ²⁺ + 2e ⁻ = V	-1,17
WO ₄ ²⁻	W (к)	WO ₄ ²⁻ + 6e ⁻ + 4H ₂ O = W + 8OH ⁻	-1,10
SO ₄ ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻ + 2e ⁻ + H ₂ O = SO ₃ ²⁻ + 2OH ⁻	-0,93
SO ₃ ²⁻	S (к)	SO ₃ ²⁻ + 4e ⁻ + 3H ₂ O = S + 6OH ⁻	-0,90
NO ₃ ⁻	NO ₂ (г)	NO ₃ ⁻ + e ⁻ + H ₂ O = NO ₂ + 2OH ⁻	-0,85
Zn ²⁺	Zn	Zn ²⁺ + 2e ⁻ = Zn	-0,76
N ₂	(NH ₃ ·H ₂ O)	N ₂ + 6e ⁻ + 8H ₂ O = NH ₃ ·H ₂ O + 6OH ⁻	-0,74
Cr ³⁺	Cr	Cr ³⁺ + 3e ⁻ = Cr	-0,74
AsO ₄ ³⁻	AsO ₂ ⁻	AsO ₄ ³⁻ + 2e ⁻ + 2H ₂ O = AsO ₂ ⁻ + 4OH ⁻	-0,67
2SO ₃ ²⁻	S ₂ O ₃ ²⁻	2SO ₃ ²⁻ + 4e ⁻ + 3H ₂ O = S ₂ O ₃ ²⁻ + 6OH ⁻	-0,58
Fe(OH) ₃	Fe(OH) ₂	Fe(OH) ₃ + e ⁻ = Fe(OH) ₂ + OH ⁻	-0,56
Fe ²⁺	Fe (к)	Fe ²⁺ + 2e ⁻ = Fe	-0,44
Cd ²⁺	Cd (к)	Cd ²⁺ + 2e ⁻ = Cd	-0,40
H ₃ PO ₄	P (к)	H ₃ PO ₄ + 5e ⁻ + H ⁺ = P + 4H ₂ O	-0,41
Co ²⁺	Co (к)	Co ²⁺ + 2e ⁻ = Co	-0,28
V ³⁺	V ²⁺	V ³⁺ + e ⁻ = V ²⁺	-0,26
Ni ²⁺	Ni (к)	Ni ²⁺ + 2e ⁻ = Ni	-0,25
NO ₂ ⁻	(NH ₃ ·H ₂ O)	NO ₂ ⁻ + 6e ⁻ + 6H ₂ O = NH ₃ ·H ₂ O + 7OH ⁻	-0,15
NO ₃ ⁻	NO (г)	NO ₃ ⁻ + 3e ⁻ + 2H ₂ O = NO + 4OH ⁻	-0,14
Sn ²⁺	Sn (к)	Sn ²⁺ + 2e ⁻ = Sn	-0,14

* (г) – газ; (ж) – жидкость; (к) – кристаллическое вещество.

Окисленная форма	Восстановленная форма	Уравнение реакции	E° , В
Pb^{2+}	Pb (к)	$Pb^{2+} + 2e^- = Pb$	-0,13
$2H^+$	H_2 (г)	$2H^+ + 2e^- = H_2$	-0,00
NO_3^-	NO_2^-	$NO_3^- + 2e^- + H_2O = NO_2^- + 2OH^-$	+0,01
WO_4^{2-}	W (к)	$WO_4^{2-} + 6e^- + 8H^+ = W + 4H_2O$	+0,05
N_2 (г)	$2NH_3$ (г)	$N_2 + 6e^- + 6H^+ = 2NH_3$	+0,06
Sn^{4+}	Sn^{2+}	$Sn^{4+} + 2e^- = Sn^{2+}$	+0,15
S (к)	H_2S (г)	$S + 2e^- + 2H^+ = H_2S$	+0,17
$Co(OH)_3$	$Co(OH)_2$	$Co(OH)_3 + e^- = Co(OH)_2 + OH^-$	+0,17
SO_4^{2-}	$SO_2 \cdot H_2O$	$SO_4^{2-} + 2e^- + 4H^+ = SO_2 \cdot H_2O + H_2O$	+0,17
AgCl (к)	Ag (к)	$AgCl + e^- = Ag + Cl^-$	+0,22
IO_3^-	I^-	$IO_3^- + 6e^- + 3H_2O = I^- + 6OH^-$	+0,25
Hg_2Cl_2	$2Hg$ (ж)	$Hg_2Cl_2 + 2e^- = 2Hg + 2Cl^-$	+0,27
N_2 (г)	$2NH_4^+$	$N_2 + 6e^- + 8H^+ = 2NH_4^+$	+0,27
SO_4^{2-}	H_2S (г)	$SO_4^{2-} + 8e^- + 10H^+ = H_2S + 4H_2O$	+0,31
Co^{3+}	Co (к)	$Co^{3+} + 3e^- = Co$	+0,33
VO^{2+}	V^{3+}	$VO^{2+} + e^- + 2H^+ = V^{3+} + 4H_2O$	+0,34
Cu^{2+}	Cu (к)	$Cu^{2+} + 2e^- = Cu$	+0,34
SO_4^{2-}	S (к)	$SO_4^{2-} + 6e^- + 8H^+ = S + 4H_2O$	+0,36
VO_2^+	V^{2+}	$VO_2^+ + 3e^- + 4H^+ = V^{2+} + 2H_2O$	+0,36
$[Ag(NH_3)_2]^+$	Ag (к)	$[Ag(NH_3)_2]^+ + e^- = Ag + NH_3$	+0,37
O_2 (г)	$2OH^-$	$O_2 + 4e^- + 2H_2O = 4OH^-$	+0,40
$SO_2 \cdot H_2O$	S (к)	$SO_2 \cdot H_2O + 4e^- + 4H^+ = S + 3H_2O$	+0,45
$Ni(OH)_3$	$Ni(OH)_2$	$Ni(OH)_3 + e^- = Ni(OH)_2 + OH^-$	+0,49
BrO_3^-	Br_2 (ж)	$2BrO_3^- + 10e^- + 6H_2O = Br_2 + 12OH^-$	+0,50
MnO_4^{2-}	MnO_2 (к)	$MnO_4^{2-} + 2e^- + 2H_2O = MnO_2 + 4OH^-$	+0,51
I_2	$2I^-$	$I_2 + 2e^- = 2I^-$	+0,54
ClO_4^-	Cl^-	$2ClO_4^- + 8e^- + 4H_2O = Cl^- + 8OH^-$	+0,56
MnO_4^-	MnO_4^{2-}	$MnO_4^- + e^- = MnO_4^{2-} + 4OH^-$	+0,56
MnO_4^-	MnO_2 (к)	$MnO_4^- + 3e^- + 2H_2O = MnO_2 + 4OH^-$	+0,60
BrO_3^-	Br^-	$2BrO_3^- + 6e^- + 3H_2O = Br^- + 6OH^-$	+0,61
AsO_4^{3-}	As (к)	$AsO_4^{3-} + 5e^- + 8H^+ = As + 4H_2O$	+0,65
VO_2^+	V^{3+}	$VO_2^+ + 2e^- + 4H^+ = V^{3+} + 2H_2O$	+0,66
O_2 (г)	H_2O_2	$O_2 + 2e^- + 2H^+ = H_2O_2$	+0,68
Fe^{3+}	Fe^{2+}	$Fe^{3+} + e^- = Fe^{2+}$	+0,77
NO_3^-	NO_2 (г)	$NO_3^- + e^- + 2H^+ = NO_2 + H_2O$	+0,78
Hg_2^{2+}	$2Hg$ (ж)	$Hg_2^{2+} + 2e^- = 2Hg$	+0,80
Ag^+	Ag (к)	$Ag^+ + e^- = Ag$	+0,80
Hg^{2+}	Hg (ж)	$Hg^{2+} + 2e^- = Hg$	+0,85
NO_3^-	NH_4^+	$NO_3^- + 8e^- + 10H^+ = NH_4^+ + 3H_2O$	+0,87
$2Hg^{2+}$	Hg_2^{2+}	$2Hg^{2+} + 2e^- = Hg_2^{2+}$	+0,92
NO_3^-	NO (г)	$NO_3^- + 3e^- + 4H^+ = NO + 2H_2O$	+0,96
HNO_2	NO (г)	$HNO_2 + e^- + H^+ = NO + H_2O$	+1,00
VO_2^+	VO^{2+}	$VO_2^+ + e^- + 2H^+ = VO^{2+} + H_2O$	+1,00
Br_2 (ж)	$2Br^-$	$Br_2 + 2e^- = 2Br^-$	+1,07
IO_3^-	I^-	$IO_3^- + 6e^- + 6H^+ = I^- + 3H_2O$	+1,09

Окисленная форма	Восстановленная форма	Уравнение реакции	E° , В
2IO_3^-	I_2	$2\text{IO}_3^- + 10e^- + 12\text{H}^+ = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,19
O_2 (г)	$2\text{H}_2\text{O}$	$\text{O}_2 + 4e^- + 4\text{H}^+ = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
MnO_2 (к)	Mn^{2+}	$\text{MnO}_2 + 2e^- + 4\text{H}^+ = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	2Cr^{3+}	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6e^- + 14\text{H}^+ = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33
HBrO	Br^-	$\text{HBrO} + 2e^- + \text{H}^+ = \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,34
Cl_2 (г)	2Cl^-	$\text{Cl}_2 + 2e^- = 2\text{Cl}^-$	+1,36
ClO_4^-	Cl^-	$\text{ClO}_4^- + 8e^- + 8\text{H}^+ = \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,38
BrO_3^-	Br^-	$\text{BrO}_3^- + 6e^- + 6\text{H}^+ = \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,44
ClO_3^-	Cl^-	$\text{ClO}_3^- + 6e^- + 3\text{H}^+ = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45
PbO_2 (к)	Pb^{2+}	$\text{PbO}_2 + 2e^- + 4\text{H}^+ = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,45
Au^{3+}	Au (к)	$\text{Au}^{3+} + 3e^- = \text{Au}$	+1,50
HClO	Cl^-	$\text{HClO} + 2e^- + \text{H}^+ = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,50
MnO_4^-	Mn^{2+}	$\text{MnO}_4^- + 5e^- + 8\text{H}^+ = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,52
2BrO_3^-	Br_2 (ж)	$2\text{BrO}_3^- + 10e^- + 12\text{H}^+ = \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,52
MnO_4^-	MnO_2 (к)	$\text{MnO}_4^- + 3e^- + 4\text{H}^+ = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,69
H_2O_2	H_2O	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2e^- + 2\text{H}^+ = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,78
BiO_3^-	Bi^{3+}	$\text{BiO}_3^- + 2e^- + 6\text{H}^+ = \text{Bi}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,80
Co^{3+}	Co^{2+}	$\text{Co}^{3+} + e^- = \text{Co}^{2+}$	+1,81
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	2SO_4^{2-}	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2e^- = 2\text{SO}_4^{2-}$	+2,01
F_2 (г)	2F^-	$\text{F}_2 + 2e^- = 2\text{F}^-$	+2,87

Таблица 13. Константы нестойкости некоторых комплексных ионов

Комплексный ион	$K_{\text{нест}}$	Комплексный ион	$K_{\text{нест}}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$1 \cdot 10^{-21}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1 \cdot 10^{-24}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^-$	$9 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^-$	$1 \cdot 10^{-13}$	$[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$	$1 \cdot 10^{-3}$
$[\text{CdCl}_4]^{2-}$	$9 \cdot 10^{-3}$	$[\text{HgBr}_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-21}$
$[\text{CdI}_4]^{2-}$	$8 \cdot 10^{-7}$	$[\text{HgCl}_4]^{2-}$	$8 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-17}$	$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$8 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$8 \cdot 10^{-6}$	$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$3 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$6 \cdot 10^{-36}$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$2 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2 \cdot 10^{-13}$	$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$2 \cdot 10^{-17}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-}$	$5 \cdot 10^{-28}$	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$4 \cdot 10^{-10}$

Таблица 14. Растворимость NaCl и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (в г/100 г H_2O)

Вещество	Температура, °С										
	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
NaCl	35,7	35,8	36,0	36,6	36,6	37,0	37,3	37,8	38,4	39,0	39,8
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	4,6	8,1	12,5	18,2	26,0	35,0	45,3	45,3	41,1	83,2	102,0

Таблица 15. Растворимость некоторых солей и оснований в воде*

Анионы	Катионы																		
	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	NH ₄ ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Ba ²⁺	Zn ²⁺	Hg ²⁺	Al ³⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Mn ²⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺
Cl ⁻	р	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	р	р	р	м	–	р	р	р
Br ⁻	р	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	м	р	р	м	–	р	р	р
Γ	р	р	р	р	–	н	р	р	р	р	р	н	р	р	н	–	н	–	р
NO ₃ ⁻	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	–	р	р	р	р	р
CH ₃ COO ⁻	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	–	р	–	р	–	р
S ²⁻	р	р	р	р	н	н	–	р	р	р	н	н	–	н	н	н	н	н	н
SO ₃ ²⁻	р	р	р	р	н	н	н	н	н	н	н	н	–	–	н	н	н	–	н
SO ₄ ²⁻	р	р	р	р	р	м	р	м	н	н	р	–	р	р	н	–	р	р	р
CO ₃ ²⁻	р	р	р	р	–	н	н	н	н	н	н	–	–	–	н	н	н	–	н
SiO ₃ ²⁻	р	р	р	–	–	–	н	н	н	н	н	–	н	–	н	–	н	н	н
CrO ₄ ²⁻	р	р	р	р	н	н	р	м	м	н	н	н	–	–	н	н	н	–	–
PO ₄ ³⁻	н	р	р	р	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н
OH ⁻	р	р	р	р	н	–	н	м	м	р	н	–	н	н	н	н	н	н	н

* р – растворимое вещество; м – малорастворимое; н – практически нерастворимое; прочерк означает, что вещество не существует или разлагается водой.

Таблица 16. Стандартная энтальпия образования некоторых веществ [1,01 · 10⁵ Па (760 мм рт.ст.), 298 К]

Вещество	ΔH_{298}°		Вещество	ΔH_{298}°	
	кДж/моль	ккал/моль		кДж/моль	ккал/моль
CH ₄ (г)	-74,9	-17,9	Fe ₂ O ₃ (к)	-822,1	-196,5
C ₂ H ₂ (г)	226,8	54,2	H ₂ O (г)	-241,8	-57,8
CO (г)	-110,5	-26,4	H ₂ O (ж)	-285,8	-68,3
CO ₂ (г)	-393,3	-94,0	HCl (г)	-91,6	-21,9
CaO (к)	-635,5	-151,9	H ₂ S (г)	-20,9	-5,0
CaCO ₃ (к)	-1205,0	-288,0	MgO (к)	-601,6	-143,8
Ca(FeO ₂) ₂ (к)	-1665,2	-398,0	NH ₃ (г)	-46,0	-11,0
Cu ₂ O (к)	-166,5	-39,8	NO (г)	-90,4	-21,6
Cu ₂ S (к)	-82,0	-19,6	SO ₂ (г)	-297,1	-71,0

ИСПОЛЬЗОВАННАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. Шрайвер Д., Эткинс П. Неорганическая химия. В двух томах. - Москва: "Мир", 2004.
2. Общая и неорганическая химия. В 3 томах. Под ред. Третьякова Ю.Д. Москва: "Академия", 2008.
3. Н.С.Ахметов. Общая и неорганическая химия.-"Высшая школа", 2002. - 743 с.
4. Парпиев Н.А., Решетникова Р.В., Ходжаев О.Ф., Ҳамидов Х.А., Кадирова Ш.А. Лабораторный практикум по неорганической химии. – Ташкент: "Университет", 2008. – 247 с.
5. Корнев Ю.М., Григорьев А.Н., Желиговская Н.Н., Дунаева К.Н. Задачи и вопросы по общей и неорганической химии. Москва: "Мир", 2004. – 368 с.
6. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. Ленинград, "Химия", 1985.- 263 с.

СОДЕРЖАНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ.....	3
1. ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ И ХИМИЧЕСКОЕ ОБОРУДОВАНИЕ.....	4
1.1. Общие правила работы и техника безопасности в химической лаборатории.....	4
1.2. Химическая посуда и лабораторное оборудование общего и индивидуального пользования.....	5
2. МЕТОДЫ ОЧИСТКИ ВЕЩЕСТВ	16
2.1. Очистка твердых веществ от примесей.....	16
2.2. Очистка йода возгонкой.....	18
2.3. Очистка воды фильтрованием и дистилляцией.....	18
3. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНАЯ ТЕОРИЯ.....	19
3.1. Определение эквивалента металла	19
3.2. Определение молекулярной массы диоксида углерода.....	20
4. ОБЩАЯ МЕТОДИКА ПО РАБОТЕ С ГАЗАМИ.....	25
5. КИСЛОРОД И ОЗОН.....	30
5.1. Получение кислорода.....	30
5.2. Окислительные свойства кислорода.....	30
5.3. Получение озона и его окислительные свойства	31
6. ВОДОРОД. ПЕРОКСИД ВОДОРОДА.....	33
6.1. Получение водорода.....	33
6.2. Восстановительные свойства водорода.....	33
6.3. Каталитическое разложение пероксида водорода.....	34
6.4. Окислительные и восстановительные свойства пероксида водорода.....	34
7. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ.....	36
7.1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции	36
7.2. Влияние температуры на скорость реакции	38
7.3. Влияние катализатора на скорость реакции	38
7.4. Смещение химического равновесия обратимых реакций	39
8. КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ И РАСТВОРИМОСТЬ	42
8.1. Приготовление растворов различной концентрации	42
8.2. Определение растворимости бихромата калия	44
9. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ	46

9.1. Сравнение электропроводности растворов некоторых электролитов	46
9.2. Сравнение химической активности кислот	46
9.3. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов.....	47
9.4. Образование малорастворимых электролитов	48
10. ИНДИКАТОРЫ. ОПРЕДЕЛЕНИЕ pH СРЕДЫ.....	50
10.1. Приближенное определение pH в водных растворах при помощи индикаторов	50
11. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ.....	54
11.1. Реакции среды в растворах различных солей.....	54
11.2. Факторы, влияющие на степень гидролиза солей.....	54
11.3. Полный (необратимый) гидролиз солей	55
11.4. Определение константы и степени гидролиза солей измерением pH раствора	55
12. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ	58
12.1. Окислительно-восстановительные свойства простых веществ	58
12.2. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных процессов	60
13. ГАЛОГЕНЫ	63
13.1. Получение галогенов окислением галогенидов	63
13.2. Окислительные свойства галогенов и их сравнительная активность	63
13.3. Получение галогеноводородов.....	64
13.4. Сравнение восстановительных свойств галогенидов	65
13.5. Характерные реакции на ионы галогенов	66
14. СЕРА И ЕЕ СОЕДИНЕНИЯ.....	68
14.1. Аллотропия серы	68
14.2. Сероводород и его свойства	68
14.3. Взаимодействие серной кислоты с металлами	69
15. АЗОТ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ	72
15.1. Получение азота и нитрида магния	72
15.2. Получение аммиака, его взаимодействие с водой и хлористым водородом	72
15.3. Восстановительные свойства аммиака.....	73
15.4. Получение оксида и диоксида азота и исследование их свойств	73
15.5. Оксид азота (III) и соли азотистой кислоты.....	74
15.6. Окислительные свойства азотной кислоты.....	74
15.7. Окислительные свойства нитратов	75
15.8. Термическое разложение нитратов.....	75
16. ФОСФОР И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ	78
16.1. Получение оксида фосфора (V) (фосфорного ангидрида)	78

16.2. Получение фосфорных кислот	78
16.3. Характерные реакции остатков фосфорных кислот	79
16.4. Ортофосфаты некоторых металлов	79
16.5. Гидролиз некоторых соединений фосфора	80
17. МЫШЬЯК, СУРЬМА, ВИСМУТ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ	82
17.1. Свойства мышьяковистого ангидрида и арсенитов	82
17.2. Получение и свойства мышьяковой кислоты и ее солей	82
17.3. Взаимодействие сурьмы с растворами кислот	83
17.4. Получение и свойства гидроксида сурьмы (III)	83
17.5. Гидролиз солей трехвалентной сурьмы	83
17.6. Получение и свойства гидроксида висмута (III)	84
17.7. Окислительные свойства висмутатов	84
18. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ	86
18.1. Изучение активностей металлов	86
18.2. Приготовление гальванического элемента	86
18.3. Электрохимическая коррозия металлов	87
18.4. Электролиз водных растворов	87
19. ОЛОВО, СВИНЕЦ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ	90
19.1. Взаимодействие олова с кислотами	90
19.2. Взаимодействие олова со щелочами	90
19.3. Получение α - и β -оловянных кислот, изучение их свойств	90
19.4. Получение сульфидов олова	91
19.5. Взаимодействие свинца с кислотами	91
19.6. Взаимодействие двуокиси свинца со щелочами	91
19.7. Амфотерность гидроксида свинца (II)	91
19.8. Окислительные свойства оксида свинца (IV)	91
19.9. Определение валентности свинца в сурике	92
20. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ	94
20.1. Образование комплексных соединений	94
20.2. Свойства (прочность и разрушение) комплексных ионов	94
20.3. Влияние концентрации раствора на комплексообразование	95
20.4. Обменные реакции комплексных соединений	96
20.5. Окислительно-восстановительные реакции комплексных соединений	96
21. ХРОМ, МАРГАНЕЦ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ	98
21.1. Получение и свойства оксида и гидроксида хрома (III)	98

21.2. Окисление соединений хрома (III).....	98
21.3. Гидролиз солей хрома (III)	98
21.4. Окислительные свойства соединений хрома (VI)	99
21.5. Получение и свойства гидроксида марганца (II).....	99
21.6. Свойства солей марганца (II)	99
21.7. Свойства соединений марганца (VI).....	100
21.8. Свойства перманганата калия	100
22. ЖЕЛЕЗО, КОБАЛЬТ, НИКЕЛЬ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ	103
22.1. Взаимодействие железа с кислотами.....	103
22.2. Характерные реакции двух- и трехвалентного железа	103
22.3. Получение и свойства гидроксида железа (II).....	103
22.4. Восстановительные свойства двухвалентного железа.....	104
22.5. Получение и свойства гидроксида железа (III)	104
22.6. Гидролиз солей двух- и трехвалентного железа.....	104
22.7. Получение гидроксидов кобальта и их свойства	104
22.8. Получение гидроксидов никеля и их свойства.....	105
23. УГЛЕРОД, КРЕМНИЙ И ИХ СВОЙСТВА	107
23.1. Кислородные и водородные соединения углерода	107
23.2. Образование и свойства солей угольной кислоты	109
23.3. Водородные и кислородные соединения кремния	109
23.4. Получение и свойства фторида кремния (IV).....	110
23.5. Кремниевая кислота и ее соли.....	110
24. НАТРИЙ, КАЛИЙ, ЛИТИЙ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ	113
24.1. Химические свойства щелочных металлов.....	113
24.2. Пероксид натрия.....	114
24.3. Соединения щелочных металлов	114
25. КАЛЬЦИЙ, МАГНИЙ И ИХ СВОЙСТВА	117
25.1. Восстановительные свойства магния и кальция	117
25.2. Получение и свойства оксида и гидроксида магния и кальция	118
25.3. Получение и свойства солей магния и кальция.....	118
25.4. Жесткость воды и ее устранение	120
26. МЕДЬ, СЕРЕБРО И ИХ СОЕДИНЕНИЯ.....	122
26.1. Получение меди	122
26.2. Свойства меди.....	122
26.3. Соединения меди (II).....	123

26.4. Получение серебра	123
26.5. Соединения серебра	124
27. ЦИНК, КАДМИЙ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ	126
27.1. Химические свойства цинка	126
27.2. Соединения цинка и их свойства	126
27.3. Получение кадмия восстановлением его ионов из раствора.....	127
27.4. Соединения кадмия и их свойства	127
27.5. Разделение ионов Zn^{2+} и Cd^{2+}	127
28. БОР, АЛЮМИНИЙ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ.....	129
28.1. Получение аморфного бора	129
28.2. Получение ортоборной кислоты и ее свойства	129
28.3. Свойства солей борных кислот	130
28.4. Химические свойства алюминия	130
ПРИЛОЖЕНИЕ	135
ИСПОЛЬЗОВАННАЯ ЛИТЕРАТУРА	144

ДЛЯ ЗАМЕТОК

*Гайрат Кодирович Широков
Сайфулла Ибодуллоевич Назаров
Нурулло Ибодуллоевич Назаров*

*ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ
ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ*